الكيمياء

للصف الأول العلمي

الفصل الدراسي الأول

طبعة ابتدائية   1437 هـ

بسم الله الرحمن الرحيم

بسم الله الرحمن الرحيم

الحمدُ للهِ معزِّ الإسلام بنصره، ومُذلِّ الشركِ بقهره، ومصرِّف الأمور بأمره، ومستدرجِ الكافرين بمكره، الذي قدّر الأيام دولاً بعدله، وجعل العاقبةَ للمتقينَ بفضلِه، والصلاةُ والسلام على من أعلى اللهُ منارَ الإسلام بسيفِه.

أما بعد:

فإنه بفضل الله تعالى، وحسن توفيقه تدخل الدولة الإسلامية اليوم عهداً جديداً، وذلك من خلال وضعها اللبنة الأولى في صرح التعليم الإسلامي القائم على منهج الكتاب، وعلى هدي النبوّة وبفهم السلف الصالح والرعيل الأول لها، وبرؤيةٍ صافية لا شرقيّة ولا غربيّة، ولكن قرآنية نبوية بعيداً عن الأهواء والأباطيل وأضاليل دُعاة الاشتراكية الشرقيّة، أو الرأسمالية الغربيّة، أو سماسرة الأحزاب والمناهج المنحرفة في شتّى أصقاع الأرض، وبعدما تركت هذه الوافدات الكفرية وتلك الانحرافات البدعية أثرها الواضح في أبناء الأمة الإسلامية، نهضت دولة الخلافة -بتوفيق الله تعالى- بأعباء ردّهم إلى جادّة التوحيد الزاكية ورحبة الإسلام الواسعة تحت راية الخلافة الراشدة ودوحتها الوارفة بعدما اجتالتهم الشياطين عنها إلى وهدات الجاهلية وشعابها المهلكة.

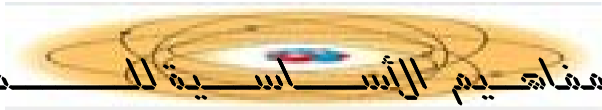
وهي اليوم إذ تُقدم على هذه الخطوة من خلال منهجها الجديد والذي لم تدخر وسعاً في اتّباع خطى السلف الصالح في إعداده، حرصاً منها على أن يأتي موافقاً للكتاب والسنة مستمداً مادته منهما لا يحيد عنهما ولا يعدل بهما، في زمن كثُرَ فيه تحريف المنحرفين، وتزييف المبطلين، وجفاء المعطلين، وغلوا الغالين.

ولقد كانت كتابة هذه المناهج خطوة على الطريق ولبنة من لبنات بناء صرح الخلافة وهذا الذي كُتِب هو جهد المُقِل فإن أصبنا فمن الله وإن اخطأنا فمنا ومن الشيطان والله ورسوله منه بريء ونحن نقبل نصيحة وتسديد كل محِب وكما قال الشاعِر:

وإن تجد عيباً فسُدَّ الخللا   قد جلَّ من لا عيب فيه وعلا

(وآخر دعوانا أن الحمد لله ربِّ العالمين)

الوحدة الأولى المفاهيم الأساسية للذرة



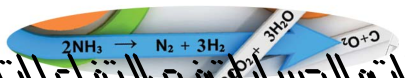
الوحدة الثانية تطور المفهوم الذري و الجدول الدوري



الوحدة الثالثة الغازات



الوحدة الرابعة المعادلات والحسابات في التفاعلات الكيميائية



الوحدة الخامسة المحاليل



مقدمة

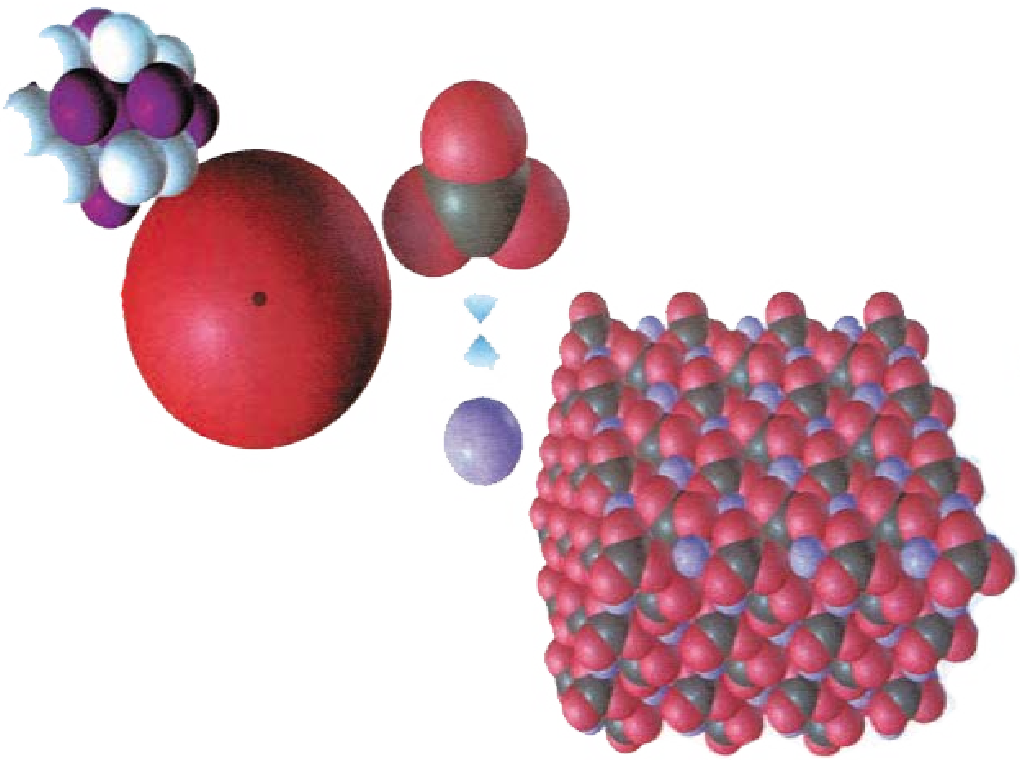
بسم الله الرحمن الرحيم

تـمَّ بفضـل الله كتابـة منهـج الكيميـاء للصـف الأول العلمـي- والـذي هو بيـن أَيدينا- وقـد تضمـنَّ فصلـهُ الدراسـي الأول خمـس وحـدات اشـتملت الوحـدة الأولـى والثانيـة علـى المفاهيـم الأساسـية للـذرة وتطـور المفهـوم الـذري والجـدول الـدوري، ثـم تناولـت الوحـدة الثالثــة موضــوع الغــازات، أمَّــا الوحــدة الرابعــة فقـد تــم عــرض موضــوع المعــادلات والحســابات فــي التفاعــلات الكيميائيــة بشــكلٍ مبســطٍ بمــا يُسَّــهل علــى الطالــب الاســتفادة مـن المعادلـة الكيميائيـة فـي حسـاب عـدد المـولات والحجـم والكتلـة وغيرهـا. وأخيـراً فقد تطرَّقنـا فـي الوحـدة الخامسـة إِلـى المحاليـل وأنواعهـا مـع الإشـارة إلـى بعـض المفاهيـم المتعلقـة بماهيـة المحلـول، كمـا احتـوى هـذا الكتــاب علــى أشــكال توضيحيــة وأنشــطة تدريبيـة للطلبـة، إضافـة إِلـى كتابـة الأهـداف التعليميـة للوحـدات والأهـداف السـلوكية لـكل درسٍ بمـا يحقـق الأهـداف العامـة لهـذا المنهـج.

وختامـاً فإننـا نتقـدم بالشـكر لـكل مـن سـاهم فـي إِعـداد هـذا المنهـج سـائلين الله جـلَّ فـي عـلاه أن يتقبـل منَّـا هـذا العمـل ويجعلـه خالصـاً لوجهـه الكريـم.

الوحدة الأولى

المفاهيم الأساسية للذرة



الأهداف التعليمية للوحدة:

1. توضيح النظرية الذرية لدالتون.
2. تحديد قوانين الاتحاد الكيميائي.
3. التعرف على قانون غي – لوساك لحجوم الغازات المتفاعلة.
4. إكساب المفاهيم الكيميائية الآتية (الكتلة الذرية، الكتلة المولية، مفهوم المول، النسبة المئوية للعناصر، الصيغة الكيميائية).

- نظريات وقوانين الذرة.
- الكتلة الذرية.
- الكتلة المولية والكتلة المكافئة.
- مفهوم المول.
- النسبة المئوية للعناصر في المركبات.
- الصيغة الكيميائية.
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

نظريـات وقوانين الذرة

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يلخص الطالب بنود النظرية الذرية لدالتون.
2. أن يوضح الطالب قوانين الاتحاد الكيميائي.
3. أن يقارن الطالب بين قانوني حفظ الكتلة والنسب الثابتة.
4. أن يشرح الطالب قانون غي – لوساك.



النظريـة الذرية لدالتون:

في بداية القرن الثالث عشر الهجري وضع الإنكليزي دالتون ما يمكن اعتباره أول فرضية علمية عن الذرة، ويمكن تلخيص بنود هذه الفرضية في ما يلي:

1. تتكون جميع المواد من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تدعى(الذرات).
2. تتشابه ذرات العنصر الواحد في جميع صفاتها: كالحجم والشكل والكتلة، ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى.
3. الذرات لاتفنى ولايمكن تخليقها من العدم ضمن النطاق البشري، وذلك لأنَّه لا يخلق من العدم إلا الله عزّ وجلّ.
4. ذرات العناصر المختلفة تتّحد مع بعضها بنسب عددية صحيحة لتشكيل المركب الكيميائي.
5. تتّحد الذرات وتنفصل ويتغير ترتيبها أثناء التفاعل الكيميائي.

لقد أثبتت فرضية دالتون نجاحها عبر تفسيرها لبعض الحقائق القائمة في ذلك الوقت، مثل قانون حفظ الكتلة والنسب الثابتة كما أنّها استطاعت أَيضاً أن تتوقع بعض القوانين غير المكتشفة، مثل قانون النسب المضاعفة.
وقد لاقت هذه الفرضية اهتمام العديد من الكيميائيين والفيزيائيين فأُدخلت عليها تعديلات حتى استقرت على ما هي عليه اليوم، وقد كان لهذه النظرية أثر كبير في مجال البحث ودراسة كل التغيرات الكيميائية التي تحدث للمادة، وعلى ضوئها تمت صياغة قوانين الاتحاد الكيميائي الحالية.

قوانين الاتحاد الكيميائي:

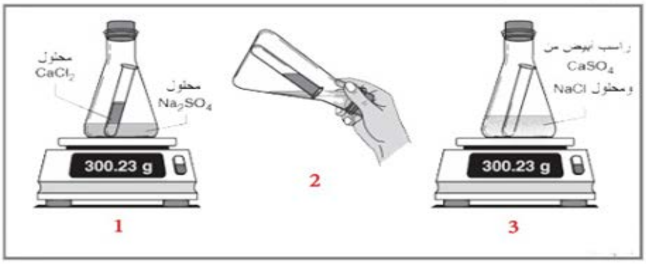
تتحد المواد اتحاداً كيميائياً فتتحول نتيجة لذلك إلى مواد أُخرى جديدة ذات خواص مختلفة. وقد وجد أن هذه التفاعلات تخضع لسلسلة من القوانين تتعلق بكتل المواد المتفاعلة والناتجة وحجومها، ومن هذه القوانين:

أ - قانون حفظ الكتلة:

توصل العالم الفرنسي لافوازيه عام 1197هـ إلى قانون حفظ الكتلة والذي ينص على أنّ(مجموع كتل المواد الداخلة في أَيّ تفاعل كيميائي تساوي مجموع كتل المواد الناتجة من هذا التفاعل). فعند حرق كمية من المغنيسيوم في وعاءٍ محكم الإغلاق، نلاحظ أنّ كتلة وعاء التفاعل لم تتغير بعد نهاية التفاعل.
ولتوضيح قانون حفظ الكتلة نقوم بإجراء التجربة الآتية:

تجربة

1- ضع محلول كلوريد الكالسيوم في أنبوبة اختبار، ثم ضع الأنبوبة في دورق مخروطي يحتوي على محلول كبريتات الصوديوم، وأغلق الدورق بإحكام بواسطة سداد ، ثم ضع الدورق بمحتوياته على كفة ميزان.
2-اِقلب الدورق المخروطي للسماح باختلاط المحلول الموجود في أنبوب الاختبار بالمحلول الموجود في الدورق.



النتيجة:

يحدث تفاعل ويتكون راسب من كبريتات الكالسيوم، ومحلول كلوريد الصوديوم. وعند وزن الدورق بعد نهاية التفاعل يتبين أنَّ كتلة النواتج بعد التفاعل مساوية لكتل المتفاعلات قبل التفاعل.

ب- قانون النسب الثابتة :

في عام 1214هـ أجرى العالم الفرنسي بروست تجربة لتعين النسب المئوية لكتل العناصر الداخلة في تركيب مركب معين، فوجد أنّها ثابتة مهما اختلفت طرائق تحضير ذلك المركب، وقد عرف هذا بقانون النسب الثابتة والذي ينص على أنّ(كتل العناصر في مركب ما هي نسب ثابتة مهما اختلفت طرائق تحضير ذلك المركب)، كذلك ينطبق هذا القانون عندما يتم أخذ عينتين أو أكثر من المركب نفسه محضرة بطرائق أو بتراكيب أو بأوزان مختلفة.

فعلى سبيل المثال يدل تحليل ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) على أنّه يحتوي 39.34% وزناً من الصوديوم (Na) و 60.66% وزناً من الكلور (Cl)، أَي أنّ:-

$$\frac{\text{كتلة الصوديوم}}{\text{كتلة الكلور}} = \frac{39.34}{60.66} = 0.6485$$

نسبته ثابتة مهما اختلفت طرائق التحضير.

مثـــال

1-1 أُخذت عيّنتان من غاز أحادي أوكسيد الكاربون (CO) من مصدرين مختلفين ولوحظ الآتي:
العيّنة الأولى تحتوي على 4.3 غم أوكسجين و 3.2 غم كاربون، أمّا العيّنة الثانية فأنّها تحتوي على 7.5 غم أوكسجين و 5.6 غم كاربون.

الحـــل

نسبة الأوكسجين إلى الكاربون في العيّنة الأولى $= \frac{4.3\text{غم} \, O}{3.2\text{غم} \, C} = 1.3$

أمّا نسبة الأوكسجين إلى الكاربون في العينة الثانية = $\frac{7.5 \text{غم} O}{5.6 \text{غم} C}$ =1.3

نلاحظ أنّ النسبة هي نفسها في العينتين وهذا يعني أنّها تطابق قانون التراكيب أو النسب الثابتة.

قانون غي ـ لوساك لحجوم الغازات المتفاعلة

لقد وضع غي – لوساك في عام 1223هـ أسس هذا القانون والذي ينص على أنّ(حجوم الغازات المتفاعلة والغازات الناتجة من التفاعل تتناسب فيما بينها تناسباً عددياً بسيطاً إذا ما قيست تحت الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة). فمثلاً يتفاعل حجم واحد من غاز H_2 مع حجم واحد من غاز Cl_2 لينتج لنا حجمين من غاز HCl. وتتفاعل ثلاثة أحجام من الهيدروجين مع حجم واحد من النتروجين لتكوين حجمين من غاز الأمونيا.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$
$$1 : 1 \qquad\qquad 2$$

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$
$$3 : 1 \qquad\qquad 2$$

فنلاحظ أنَّ هنالك تناسباً عددياً بسيطاً.

نشاط

1. أعط أمثلة على قانون حفظ الكتلة والنسب الثابتة موضحاً ذلك بمعادلات.
2. أعط أمثلة على قانون (غي ـ لوساك) موضحاً ذلك بالمعادلات.

الدرس الثاني

الكتلـة الذرية

2
عدد الحصص

الأهداف

1. أن يعرّف مفهوم الكتلة الذرية.
2. أن يحسب الكتلة الذرية بشكل مبسط.
3. أن يحسب الكتلة المطلقة للذرات.

قَالَ تَعَالَى: ﴿ إِنَّ ٱللَّهَ لَا يَظۡلِمُ مِثۡقَالَ ذَرَّةٍۖ وَإِن تَكُ حَسَنَةً يُضَٰعِفۡهَا وَيُؤۡتِ مِن لَّدُنۡهُ أَجۡرًا عَظِيمًا ﴾ النساء: 40

إنّ الذرة على الرغم من صغرها متكونة من وحداتٍ أصغر، وهي: البروتونات والنيترونات والإلكترونات، ولإيجاد كتلة الذرة فإنَّ كتلتها تمثل كتلة أجزائها الأصغر، وبما أنَّ كتلة الإلكترونات صغيرةً جداً مقارنة بالبروتونات والنيترونات لذلك تهمل عند حساب كتلة الذرة. وتعرف الكتلة الذرية بأنّها: كتلة الذرة الواحدة بوحدات الكتلة الذرية.

ومثال ذلك (ذرة نظير الكاربون 12) إذ أن كتلتها الذرية تمثل كتلة البروتونات والنيترونات أمّا الإلكترونات فتهمل.

الكتلة الذرية = كتلة البروتونات + كتلة النيترونات

الكتلة الذرية (لذرة نظير الكاربون 12) = 6 + 6 = 12 كتلة بروتوناتها ونيتروناتها، بعد ذلك دعت الحاجة إلى وحدة لقياس الكتلة الذرية كالوحدات التي نقيس فيها كمية المواد، مثل قطعة الحديد التي يستخدمها البقال لقياس كيلوغرام من السكر مثلاً .

وبما أنَّ كتلة البروتون الواحد أو النيترون الواحد متساوية تقريباً لذلك يمكن اعتبار كتلة البروتون الواحد أو النيترون الواحد هي وحدة لقياس كتلة الذرة، وفي عام 1831هـ تم الاتفاق على تسمية وحدة قياس كتلة الذرة بوحدة الكتلة الذرية (وكذ) (amu) وتعرف على أنّها مساوية لواحد من اثني عشر جزءاً من كتلة ذرة نظير الكاربون 12.

وعلى هذا الأساس فإنّ:

1 (وكذ) (amu) = $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة نظير الكاربون 12

يمكن إيجاد كتلة أَيّة ذرة باستخدام القانون الآتي:

$$\text{الكتلة المطلقة لذرة العنصر} = \frac{\text{(الكتلة الذرية للعنصر)}}{\text{(عدد أفوكادرو)}}$$

عدد أفوكادرو قيمة ثابتة = 6.023×10^{23}

ولإيجاد الكتلة المطلقة لذرة نظير الكاربون 12 = $\frac{\text{(الكتلة الذرية لذرة نظير الكاربون 12)}}{\text{(عدد أفوكادرو)}}$

$$= \frac{\text{12 غم /مول}}{6.023\times10^{23}\ \text{ذرة /مول}}$$

$$= 1.99\times10^{-23}\ \text{غم/الذرة}$$

وهذه القيمة تمثل الكتلة المطلقة لمجموع البروتونات والنيترونات لذرة نظير الكاربون 12، أَي الكتلة المطلقة لـ 12 وحدة كتلة ذرية، ولإيجاد الكتلة المطلقة لوحدة واحدة نقسم الكتلة المطلقة لذرة نظير الكاربون 12 على 12 لينتج الكتلة المطلقة لوحدة واحدة وهي (1وكذ)، كما يلي:

$$\text{الكتلة المطلقة لوحدة الكتلة الذرية (1وكذ)} = \frac{\text{(الكتلة المطلقة لذرة نظير الكاربون 12)}}{12}$$

$$= \frac{1.99\times10^{-23}}{12}$$

$$= 0.16\times10^{-23}$$

لذلك فإنَّ الكتلة الذرية التي نستعملها اليوم ونجدها في الجدول الدوري والتي تُعطَى في الأسئلة والأمثلة؛ هي ليست كتلة فعلية (مطلقة) بل هي كتلة نسبية توضح العلاقة من حيث الكتل الذرية بين الذرات المختلفة.

نشاط

ارسم ذرة المغنيسيوم واحسب كتلتها الذرية والكتلة المطلقة لها.

الدرس الثالث

الكتلة المولية والكتلة المكافئة

3
عدد الحصص

الأهداف

1. أن يعرّف المفاهيم الآتية: (الكتلة المولية، الكتلة المكافئة، قانون الكتل المكافئة).
2. أن يحسب الكتلة المولية لأيِّ جزيئة.
3. أن يميّز بين الكتلة الذرية والتكافؤ والكتلة المكافئة.

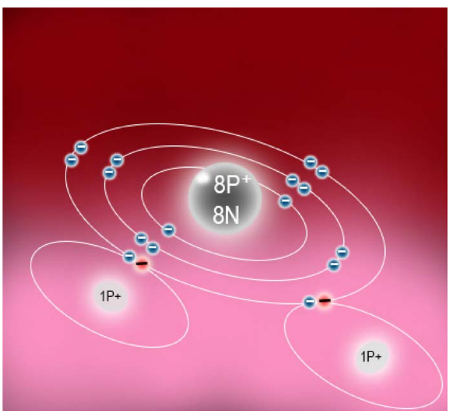
الكتلة المولية:

تُعرف الكتلة المولية على أنّها كتلة مول واحدٍ من المادة، وهي تمثل مجموع الكتل الذرية لمول واحد من ذرات العناصر المختلفة في الجزيء الواحد، ووحدتها (غم/ مول).

ويمكن حساب الكتلة المولية للجزيء عن طريق العلاقة الآتية:

الكتلة المولية للجزيء = (عدد ذرات العنصر الأول × كتلته الذرية) + (عدد ذرات العنصر الثاني × كتلته الذرية) + (عدد ذرات العنصر الثالث × كتلته الذرية) + ..إلخ

ومثال ذلك: الكتلة المولية للماء إذ أنّها تمثل مجموع الكتل الذرية لذرتي الهيدروجين والأوكسجين، والتي يمكن استنتاجها من الرسم، والتي تساوي مجموع البروتونات والنيترونات في ذرات جزيئة الماء وتساوي = 18 غم / مول.



شكل (1-1) جزيئة الماء

ويمكن حسابها عن طريق العلاقة أعلاه إذ أنّ الكتلة الذرية لـ (O=16 ، H=1).

الكتلة المولية (H_2O) = (1×2) + (1×16) = 2+16=18غم/مول.

مثـــال

2-1 احسب الكتلة المولية لهيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ ولهيدروكسيد الصوديوم NaOH علماً أنَّ الكتلة الذرية لـ (O=16، H=1، Ca=40، Na =23).

الحـــل

الكتلة المولية لـ $Ca(OH)_2$ = (40×1) +(16×2) +(1×2)

=40+32+2

=74غم/مول.

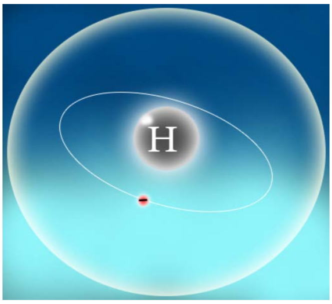
الكتلة المولية لـ NaOH = (23×1) + (16×1) + (1×1)

= 23+ 16+1

= 40 غم/مول.

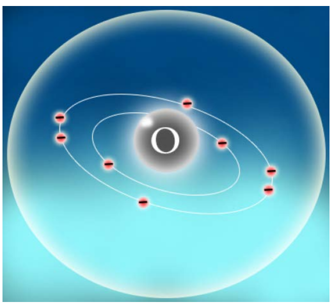
الكتلـة المكافئة

إنَّ ذرة الهيدروجين تحتوى على بروتون واحدٍ، أي جزء كتلي واحد، ترتبط بها ذرة واحدة، وعلى هذا الأساس عّرف دالتون الكتلة المكافئة بأنّها: كتلة العنصر التي تتحدد مع كتلة ذرة الهيدروجين والتي هي جزء واحد كما في الرسم.



شكل (1−2) جزيئة الهيدروجين

ولكون أغلب العناصر لا تتحد مباشرةً مع الهيدروجين بينما تتحد مباشرةً مع الأوكسجين، لذلك تم اعتماده أساساً في حساب الكتل المكافئة.
نلاحظ من الرسم أدناه أنّ عنصر الأوكسجين متكون من 16 جزءاً كتلياً، أي أنّ عدد بروتونات ونيترونات الأوكسجين تساوي 16.



شكل (1−3) جزيئة الأوكسجين

إنّ ذرة الأوكسجين (ثنائية التكافؤ) فترتبط بها ذرتان وكل ذرة تقابلها ثمانية أجزاء كتلية من ذرة الأوكسجين وعليه يكون تعريف الكتلة المكافئة: (هي كتلة العنصر التي تتحد مع ثمان أجزاء كتلية من الأوكسجين أو تزيح هذه المقادير من مركباتها). ومن خلال هذا المفهوم أمكن صياغة قانون الكتل المكافئة والذي ينص على أنّ: (العناصرتتّحد بعضها مع البعض بكميات تتناسب وكتلتها المكافئة).

$$\frac{\text{كتلة العنصر الأول}}{\text{الكتلة المكافئة}} = \frac{\text{كتلة العنصر الثاني}}{\text{الكتلة المكافئة}}$$

وعندما تقدر الكتلة المكافئة بالغرامات تسمى عندئذٍ بالمكافئ الغرامي، وأنّه ليس من الضروري أن نقيس الكتل المكافئة من المركبات التي تحتوي أوكسجين وإنّما مع أيِّ عنصر آخر ذي كتلة مكافئة معلومة اعتماداً على القانون أعلاه.

مثـــال

3-1 احسب الكتلة المكافئة للكبريت عندما يتحد 7 غم من الحديد مع كمية من الكبريت لينتج 11 غم من كبريتيد الحديد الثنائي، علماً أنّ الكتلة المكافئة للحديد 28 غم؟

الحـــل

نجد كتلة عنصر الكبريت

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

حديد + كبريت ⟵ كبريتيد الحديد

كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة

7 + كبريت = 11

كبريت = 11 − 7

كبريت = 4 غم كتلة الكبريت

$$\frac{\text{كتلة عنصر الحديد}}{\text{الكتلة المكافئة}} = \frac{\text{كتلة عنصر الكبريت}}{\text{الكتلة المكافئة}}$$

$$\frac{7}{28} = \frac{4}{\text{كتلة الكبريت المكافئة}}$$

$$\text{كتلة الكبريت المكافئة} = \frac{4\times 28}{7}$$

$$= 4\times 4$$

= 16 غم

العلاقة بين الكتلة الذرية والتكافؤ والكتلة المكافئة:

إنّ الكتلة الذرية للأوكسجين (16) وحدة كتلة ذرية، ومقياس الكتلة المكافئه للأوكسجين تساوي (8) وحدات، وعند تقسيم الكتلة الذرية للعنصر على تكافئه نحصل على الكتلة المكافئة لذلك العنصر.

$$\text{الكتلة المكافئة للعنصر} = \frac{\text{الكتلة الذرية للعنصر}}{\text{تكافؤ العنصر}}$$

مثال 4-1

ما الكتلة المكافئة للحديد، إذا علمت أنّ كتلته الذرية = 56 وتكافؤه = 2 ؟

الحل

$$\text{الكتلة المكافئة للحديد} = \frac{\text{الكتلة الذرية للحديد}}{\text{تكافؤ الحديد}}$$

$$= \frac{56}{2}$$

= 28غم كتلة الحديد المكافئة

نشاط

1- ما تكافؤ المغنيسيوم إذا علمت أنّ كتلته الذرية24 وكتلته المكافئة =12؟
2- ما الكتلة المولية لحامض النتريك HNO_3 ؟

الدرس الرابع

مفهوم المول

عدد الحصص 2

الأهداف

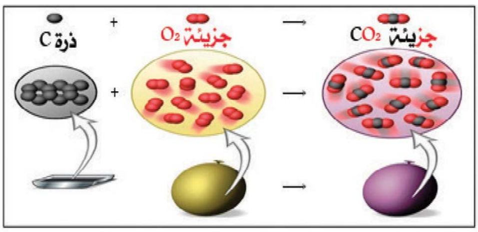
1- أن يعرّف مفهوم المول.
2- أن يحسب عدد المولات في أيِّ مركب.
3- أن يربط بعلاقة بين الكتلة وعدد المولات وعدد الجزيئات.

يُعرّف المول بأنّه: كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوكادرو من وحدات الأشياء (ذرات أو جزيئات أو أيونات) ويساوي (6.023×10^{23}) وحدة ويرمز للمول بـ(ن)، n(mol) (Number of moles) ويسمى العدد (6.023×10^{23}) بعدد اوفوكادرو(N_A)(Avogadro's Number). ويتم حساب عدد المولات عن طريق العلاقة الآتية:

$$\text{عدد المولات (ن)} = \frac{\text{عدد الجسيمات}}{\text{عدد افوكادرو } N_A}$$

الجسيمات هي (ذرات، أيونات، جزيئات، عدد الكترونات) ويمكن أيضاً حساب عدد المولات من العلاقة الآتية:

$$\text{عدد المولات (ن)} = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم)\textbackslash مول}}$$



شكل (1-4) يوضح مفهوم المول

$$n(mol) = \frac{\text{mass } (m)(g)}{\text{Molar mass } (M)(g/mol)}$$

يعدّ مفهوم المول من أهم المفاهيم الأساسية في دراسة الكيمياء، ويجب التأكيد على أنّ المول هو الوحدة الفعلية لكمية المادة، وهو يختلف عن مفهوم الكتلة، فعند أخذ مجموعتين إحداهما تحتوي 10 كرات صغيرة (كرة منضدة) والمجموعة الثانية تحتوي 10 كرات كبيرة (كرة قدم) فمن البديهي أنهما يختلفان بالكتلة على الرغم من أنّ المجموعتين لهما العدد نفسه، وكذلك بالنسبة للذرات، ومن الأمثلة عليها:

1مول من الماء يحتوي (6.023×10^{23}) جزيء ماء ولها كتلة 18 غم.

1 مول من غاز الأوكسجين يحتوى على(6.023×10^{23}) جزيء أوكسجين ولها كتلة 32 غم.

مثـــال
1-5

احسب عدد مولات ملح الطعام في(12.046×10^{23}) جزئ منه؟

الحــــل

عدد المولات = $\frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد أفوكادرو}}$ = $\frac{12.046\times10^{23}}{6.023\times10^{23}}$ = 2 مول

مثـــال
1-6

احسب عدد جزيئات الماء الموجودة في قدح يحتوي على عدد مولي مقداره 3 مول من جزيئات الماء ؟

الحــــل

عدد المولات = $\frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد افوكادرو}}$

عدد الجزيئات = $6.023\times10^{23}\times 3$

عدد الجزيئات = 18.069×10^{23} جزيء ماء

مثـــال
1-7

احسب عدد المولات الموجودة في 32 غم من غاز الميثان CH_4 علماً أنّ الكتلة الذرية لـ(C=12،H=1)؟

الحــــل

الكتلة المولية (CH_4) = $(1\times12)+(4\times1)=12+4=16$ غم/مول

عدد المولات (ن) = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$

= $\frac{32}{16}$ = 2 مول

مثـــال
1-8

احسب عدد الجزيئات الموجودة في 68 غم من الأمونيا NH_3؟ علماً أنّ الكتلة الذرية لـ (N=14 ،H=1)

الحــــل

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوكادرو

عدد المولات (ن) = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$

الكتلة المولية (NH_3)= $(1\times14)+(3\times1)=17$ غم/مول

عدد المولات (ن) = $\frac{86}{17}$ = 4 مول

عدد الجزيئات=عدد المولات × عدد أفوكادرو

$= 4 \times 6.023\times10^{23}$

$= 24.092\times10^{23}$ جزيئ من الأمونيا NH_3

نشـــاط

1- احسب عدد الجزيئات الموجودة في 4 غم من غاز الهيدروجين.

2- مركب صيغته $C_6H_{12}O_6$ كتلته 18 غم جد فيه :

أ- كتلته المولية.

ب- عدد مولاته.

ت- عدد جزيئاته.

علماً أنّ الكتل الذرية(O=16 , C=12 , H=1)

الدرس الخامس

النسبة المئوية للعناصرفي المركبات

الأهداف

1- أن يوضح مفهوم النسبة المئوية للعناصر.
2- أن يحسب كتل العناصر من خلال معرفة نسبتها في المركب.

إنّ لكل عنصر نسبة معينة ضمن المركب الذي يوجد فيه، وإنّ هذه النسبة تختلف حسب نوع المركب، ويتم حساب النسبة المئوية للعناصر ضمن المركبات من العلاقة الآتية:

$$\text{النسبة المئوية} = \frac{\text{الجزء}}{\text{الكل}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية(\%) للعنصر في المركب} = \frac{\text{عدد ذرات العنصر} \times \text{كتلته الذرية}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

مثال

9-1 احسب النسبة المئوية لكل عنصر في مركب كاربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) علماً أنّ الكتلة الذرية (Ca = 40، O=16 ، C= 12)؟

الحل

الكتلة المولية ($CaCO_3$)= (40×1)+(12×1)+(16×3)

= 40 + 12 +48 = 100 غم/مول

$$\text{النسبة المئوية(\%) للعنصر في المركب} = \frac{\text{عدد ذرات العنصر} \times \text{كتلته الذرية}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

$$\%Ca = \frac{40 \times 1}{100} \times 100 = 40\ \%$$

$$\% C = \frac{12\times1}{100} \times 100 = 12\ \%$$

$$\% O = \frac{16\times3}{100} \times 100 = 48\ \%$$

ويلاحظ أنّ مجموع النسب المئوية للعناصر في المركب تساوي 100%

مثـــال 10-1

ما النسبة المئوية لماء التبلور في بلورات حامض الأوكزاليك المائي ($H_2C_2O_4.2H_2O$) علماً أنّ الكتلة الذرية لـ($H=1$، $O=16$، $C=12$)؟

الحـــل

الكتلة المولية للماءH_2O = $(1\times2)+(16\times1)=18$ غم/مول.

نجدالكتلة المولية للمركب ($H_2C_2O_4.2H_2O$)

$=(1\times2)+(12\times2)+(16\times4)+(18\times2)=126$ غم/مول

$$\text{النسبة المئوية لماء التبلور} = \frac{\text{عدد جزيئات الماء}\times\text{الكتلة المولية للماء}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

$$\% H_2O = \frac{18 \times 2}{126} \times 100$$

$$= \frac{36}{126} \times 100$$

= 28.57 % نسبة ماء التبلور

ويمكن حساب كتلة كل عنصر بعد معرفة كتلة النموذج من العلاقة الآتية:

$$\text{كتلة العنصر} = \frac{\text{عدد ذرات العنصر}\times\text{كتلته الذرية}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times \text{كتلة النموذج}$$

مثـــال

11-1 احسب كتلة الأوكسجين الموجودة في 80 غم من هيدروكسيد الصوديوم NaOH . علماً أنّ الكتلة الذرية للعناصر هي(Na =23، O=16، H=1) ؟

الحـــل

الكتلة المولية (NaOH) $=(23\times1)+(16\times1)+(1\times1)$

=40 غم/مول

$$\text{كتلة الأوكسجين} = \frac{\text{عدد ذرات الأوكسجين} \times \text{كتلته الذرية}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times \text{كتلة النموذج}$$

$$\text{كتلة الأوكسجين} = \frac{16\times1}{40} \times 80 \text{ غم}$$

= 32 غم

نشـاط

– احسب النسبة المئوية لكل عنصر في حامض الخليك(CH_3COOH) ثم احسب كتلة الأوكسجين الموجودة في 10 غم من حامض الخليك علماً أنّ الكتلة الذرية للعناصر هي(C=12،H=1،O=16)؟

الدرس السادس

الصيغة الكيميائية

2 عدد الحصص

الأهداف

1- أن يعرّف المفاهيم الآتية (الصيغة الكيميائية، الصيغة الوضعية، الصيغة الجزيئية).
2- أن يميز بين الصيغة الوضعية والصيغة الجزيئية.
3- أن يستنتج الصيغة الوضعية والجزيئية لأيِّ مركب.

تعرف الصيغة الكيميائية بأنّها: صيغة تبين مجموعة رموز العناصر وعددها في الجزيء الواحد، ويمكن التعبير عن تركيب مادة كيميائية معلومة بصيغ مختلفة منها:

1-الصيغة الوضعية:

أبسط صيغة للمركب الكيميائي والتي تبين الأعداد النسبية لذرات العناصر المختلفة المكونة له، وليست بالضرورة أن تمثل العدد الفعلي للذرات، فمثلاً:

ت	اسم المركب	الصيغة الجزيئة	الصيغة الوضعية
1	إيثان	C_2H_6	CH_3
2	أثلين	C_2H_4	CH_2
3	أستلين	C_2H_2	CH

نلاحظ في المركب الأول كل ذرة كاربون تقابلها ثلاث ذرات هيدروجين، فتكون صيغتها الوضعية CH_3، وفي المركب الثاني أن كل ذرة كاربون تقابلها ذرتان هيدروجين لتكون صيغتها الوضعية CH_2، أمَّا المركب الثالث فكل ذرة كاربون تقابلها ذرة هيدروجين واحدة لتكون صيغتها الوضعية CH.

كيفية إيجاد الصيغة الوضعية للمركبات :

لتعيين الصيغة الوضعية للمركبات نحتاج أن نحدد العناصر الداخلة في تركيب المركب بطرق التحليل الكيميائي ثم نحسب كتلة العناصر أو نسبتها المئوية الداخلة في تركيب كتل معينة من المركب ثم نتبع مايأتي:

1- إيجاد نسبة عدد ذرات كل عنصر في المركب عن طريق العلاقة الآتية :

$$\text{نسبة عدد ذرات العنصر} = \frac{\text{كتلة العنصر أو نسبته المئوية}}{\text{كتلته الذرية}}$$

2- إيجاد أبسط نسبة لعدد ذرات كل عنصر في المركب، وذلك بقسمة نسبة عدد ذرات كل عنصر على أصغر نسبة من نسب العناصر، ويقرّب الناتج إلى أقرب عدد صحيح إذا كان فيه كسر عشري.

$$\text{أبسط نسبة لعدد ذرات العنصر} = \frac{\text{نسبة عدد ذرات العنصر}}{\text{أصغر نسبة}}$$

مثال 12-1

جد الصيغة الوضعية لأحد الغازات الذي يتكون من 48 غم من الكاربون و12 غم من الهيدروجين علماً أن الكتلة الذرية لـ(C=12،H=1)؟

الحل

$$\text{نسبة عدد ذرات العنصر} = \frac{\text{كتلة العنصر أو نسبته المئوية}}{\text{كتلته الذرية}}$$

$$\text{نسبة عدد ذرات الكاربون} = \frac{48}{12} = 4$$

$$\text{نسبة عدد ذرات الهيدروجين} = \frac{12}{1} = 12$$

نجد أبسط نسبة لعدد ذرات العنصر = $\frac{\text{نسبة عدد ذرات العنصر}}{\text{أصغر نسبة}}$

أبسط نسبة لعدد ذرات الكاربون = $\frac{4}{4}$ = 1 عدد ذرات الكاربون

أبسط نسبة لعدد ذرات الهيدروجين = $\frac{12}{4}$ = 3 عدد ذرات الهيدروجين

إذاً الصيغة الوضعية للغاز هي CH_3

2- الصيغة الجزيئية :

هي الصيغة الكيميائية التي تبين العدد الحقيقي لذرات العناصر المشتركة في تركيب جزيء واحد من المادة .
ولإيجاد الصيغة الجزيئية للمادة من خلال معرفة صيغتها الوضعية نتبع الخطوات الآتية :

1. نحسب الكتلة المولية للصيغة الوضعية.
2. نحتاج الكتلة المولية للصيغة الجزيئية والتي تعطى في السؤال.
3. إيجاد وحدات الصيغة الوضعية عن طريق العلاقة الآتية :

وحدات الصيغة الوضعية = $\frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الوضعية}}$

1- إيجاد الصيغة الجزيئية من خلال العلاقة الآتية.

الصيغة الجزيئية = وحدات الصيغة الوضعية × الصيغة الوضعية

مثال 13-1

جد الصيغة الجزيئية لمركب صيغته الوضعية CH_3، والكتلة المولية للصيغة الجزيئية تساوي 30 غم/مول؟

الحل

الكتلة المولية للصيغة الوضعية CH_3 = $(1\times12)+(3\times1)=15$ غم/مول.

وحدات الصيغة الوضعية = $\frac{\text{الكتلة المولية للصيغة الجزيئية}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الوضعية}}$

$$= \frac{30}{15} = 2$$

إذاً الصيغة الجزيئية = وحدات الصيغة الوضعية× الصيغة الوضعية

$= 2 \times CH_3 = C_2H_6$

مثـــال 14-1

جد الصيغة الجزيئية لمركب عضوي يحتوي على 96غم كاربون و16غم هيدروجين، إذا عَلمتَ أنّ الكتلة المولية للمركب 28 غم/مول وانّ الكتلة الذرية لـ(C=12، H=1)؟

الحـــل

$$\text{نسبة عدد ذرات الكاربون} = \frac{96}{12} = 8$$

$$\text{نسبة عدد ذرات الهيدروجين} = \frac{16}{1} = 16$$

نجد أبسط نسبة،

$$\text{أبسط نسبة لعدد ذرات الكاربون} = \frac{8}{8} = 1$$

$$\text{أبسط نسبة لعدد ذرات الهيدروجين} = \frac{16}{8} = 2$$

الكتلة المولية للصيغة الوضعية $CH_2 = (1\times12)+(2\times1) = 14$ غم/مول

$$\text{وحدات الصيغة الوضعية} = \frac{28}{14} = 2$$

إذاً الصيغة الجزيئية $= 2 \times CH_2 = C_2H_4$

نشـــاط

- جد الصيغة الجزيئية لمركب يحتوي على 48 غم كاربون و4 غم هيدروجين إذا علمت أنَّ الكتلة المولية للصيغة الجزيئية 46 غم/مول ؟
- جد الصيغة الجزيئية لمركب CH_2O وكتلته المولية 60 غم/ مول ؟

الدرس السابع

2 عدد الحصص

أسئلة الوحدة الأولى

س1: ما فرضيات النظرية الذرية لدالتون وما علاقتها بقانون أفوكادرو؟

س2 : في تفاعل تحضير غاز كلوريد الهيدروجين الناتج من اتحاد غاز(H_2) مع غاز (Cl_2) ليعطي ناتج له نسبة ثابتة من العناصر المكونة له بغض النظر عن كمية غازي (Cl_2، H_2) في التفاعل، فسّر ذلك اعتماداً على قانون النسب الثابتة؟

س3 : عند تفكك عينتان من كلوريد الصوديوم كانت الأولى تحتوي 4.65 غم من الصوديوم و7.16 غم من الكلور وتحتوي الثانية 7.45 غم من الصوديوم و11.5غم من الكلور، وضح هل هذه النسب بين المكونات للعينتين تنطبق مع قانون النسب الثابتة؟

س4: تم تفكيك عينتان من ثنائي كبريتيد الكاربون(CS_2) احتوت الأولى على8.68 غم كبريت و 1.5 غم كاربون والثانية 31.3 غم كبريت و3.85 غم كاربون، طبّق قانون النسب الثابتة للتراكيب لتعرف هل تكون النسبة ثابتة لمكونات ثنائي كبريتيد الكاربون باختلاف العينتين؟

س5: ماذا نقصد بالمصطلحات التالية:

(التكافؤ، الكتلة المكافئة، الكتلة الذرية، وحدة الكتلة الذرية (وكذ)، قانون أفوكادرو)

س6: تفككت عيّنتان من رابع كلوريد الكاربون (CCl_4) إلى عناصرها الأولية ووجد أنّ العيّنة الأولى تحتوي 32.4 غم كاربون و 373 غم كلور والثانية 12.3 غم كاربون و 112 غم، كيف يمكن حساب نسب مكونات كل عيّنة ؟ وهل تكون هذه النسبة ثابته باستخدام قانون التراكيب الثابتة؟

س7: إذا كانت كتلة الصوديوم في مركب فلوريد الصوديوم نسبتة إلى كتلة الفلور هي 1.21 وعند تفكك هذه العيّنة وجدناها تحتوي 34.5 غم من الصوديوم ما هي كتلة الفلور بالغرامات؟

س8: احسب الكتلة المولية للمركبات الآتية:
$Ca(C_2H_3O_2)_2$ ، N_2H_4، $(NH_4)_3PO_4$؟

س9: احسب النسبة المئوية لعنصر الفسفور في المركبات الآتية:
$Ca_3(PO_4)_2$ ، (Na_2HPO_4)؟

س10: احسب النسبة المئوية لكل عنصر في مركب كبريتات المغنيسيوم المائية $MgSO_4 . 7H_2O$ ثم احسب النسبة المئوية و كتلة ماء التبلور في 50 غم من هذا النموذج .

س11: جد الصيغة الوضعية والصيغة الجزيئية لمركب يتكون من 24 غم من الكاربون و4 غم من الهيدروجين و32 غم من الأوكسجين، علماً أنَّ الكتلة المولية للصيغة الجزيئية 180 غم /مول؟

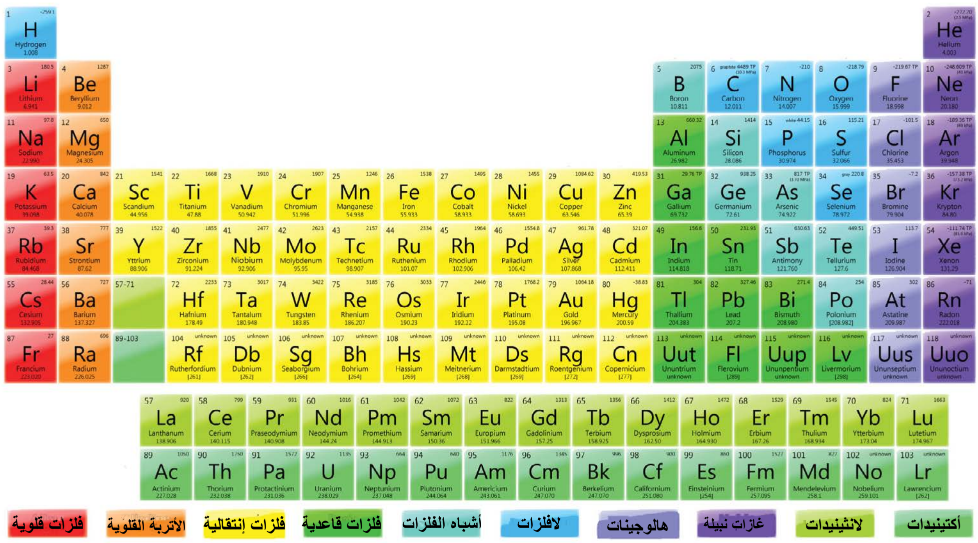
س12: احسب عدد مولات الأوكسجين في 7.2 مول من حامض الكبريتيكH_2SO_4 ؟

س13: احسب عدد الذرات في عينة من الخارصين كتلتها 48.3 غم ؟

الكتلة الذرية للعناصر هي :
(N=14، H=1 ، P = 13 ، O=16، Ca=40، Na= 23 ، Mg=24، S=32 ،
Cl=35.5).

الوحدة الثانية

تطور المفهوم الذري والجدول الدوري



الأهداف التعليمية للوحدة:

1. التعرف على بدايات اكتشاف مكونات الذرة.
2. توضيح مفهوم الإشعاع الكهرومغناطيسي والأطياف الذرية.
3. التعريف بالطبيعة المزدوجة للإلكترون.
4. ترسيخ أعداد الكم وكيفية إيجادها.
5. تحليل الخواص الدورية والخواص الكيميائية للعناصر في الجدول الدوري.

- تطور المفهوم الذري والجدول الدوري
- الإشعاع الكهرومغناطيسي.
- أعداد الكم
- كيفية إيجاد أعداد الكم.
- إيجاد العدد الذري للعنصر من معرفة أعداد الكم له.
- الجدول الدوري.
- الخواص الدورية.
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

اكتشاف مكونات الذرة

3 عدد الحصص

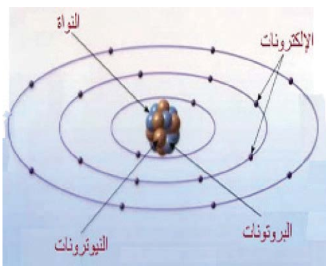
الأهداف

1. أن يشرح مكونات الذرة وكيفية اكتشافها.
2. أن يعرف المفاهيم الآتية:(الذرة ، البروتونات،الإلكترونات ،النيترونات).
3. أن يعدد خواص الأشعة الكاثودية.
4. أن يفسر نتائج تجربة رذرفورد .

في بداية القرن الثالث عشر الهجري وضع دالتون نظريته الذرية والتي كان من أهم بنودها: أنّ المادة تتكون من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام أو التجزئة تدعى الذرات. وتبعت نظرية دالتون تجارب لاحقة أهمها:

- **تجارب التفريغ الكهربائي خلال الغازات.**
- **ظاهرة النشاط الإشعاعي.**

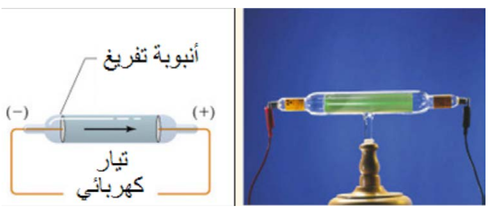
فقد أثبتت تلك التجارب أنّ الذرات ليست أصغر جزءاً في المادة، فالذرات تتألف من قسمين أساسيين القسم الأول النواة والتي يكون فيها معظم كتلة الذرة ويوجد داخل هذه النواة بروتونات موجبة الشحنة ونيترونات متعادلة الشحنة وخارج هذه النواة توجد مدارات دائرية (وهمية) تدور فيها الإلكترونات السالبة الشحنة. وسيتم بإذن الله شرح كيف تم التوصل إلى هذه الحقائق العلمية لمكونات الذرة.



شكل 2–1 نموذج بور لمكونات الذرة

أ . اكتشاف الإلكترون:

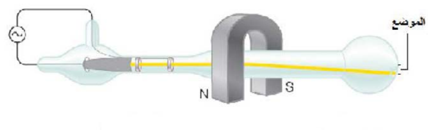
في تجربة التفريغ الكهربائي تم إمرار تيار كهربائي ذي جهد عالٍ بين قطبين في أنبوبة تحتوي على غاز الهيدروجين وتحت ضغطٍ منخفض لوحظ انبعاث أشعة من القطب السالب (الكاثود) نحو القطب الموجب (الأنود) تعرف بالأشعة الكاثودية، وهي سيل من الإلكترونات المنتزعة من ذرات الغاز بفعل التفريغ الكهربائي.



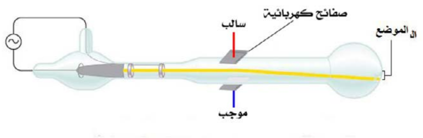
شكل 2–2 نموذج أنبوبة تفريغ كهربائي

خواص الأشعة الكاثودية:

1. تتأثر بالمجال المغناطيسي والمجال الكهربائي وتنجذب نحو القطب الموجب مما يدل على أنّها ذات شحنة سالبة.
2. تسير بخطوط مستقيمة منبعثة من القطب السالب باتجاه القطب الموجب.
3. تتكون من دقائق مادية ذات كتلة متناهية في الصغر وتسير بسرعة كبيرة.
4. تؤين الوسط الذي تمر فيه.



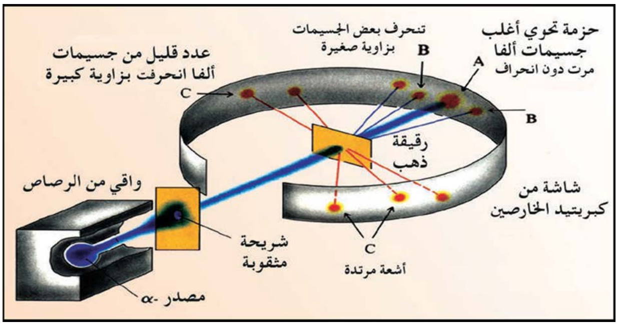
شكل 2-3 تأثر الأشعة الكاثودية بالأقطاب المغناطيسية



شكل 2-4 تأثر الأشعة الكاثودية بالصفائح الكهربائية

ب. اكتشاف النواة:

وجد رذرفورد أنّه عند قصف صفيحة رقيقة من الذهب بسيل من نوى ذرات الهيليوم الموجبة والتي تدعى بدقائق (ألفا)، ما يأتي:



شكل 2-5 نموذج تجربة رذرفورد

1. إنّ معظم دقائق ألفا تستمر بالسير في خط مستقيم دون أن تعاني أيّ انحراف.
2. عدد قليل من دقائق ألفا انحرف عن مساره.
3. مسار دقيقة ألفا واحدة من بين عدد كبير من هذه الدقائق انعكس انعكاساً تاماً وارتد نحو المصدر.
4. عدد دقائق ألفا المنعكسة انعكاساً تاماً يتناسب مع سمك الصفيحة المعدنية والوزن الذري لمادتها.

تفسير نتائج تجربة رذرفورد:

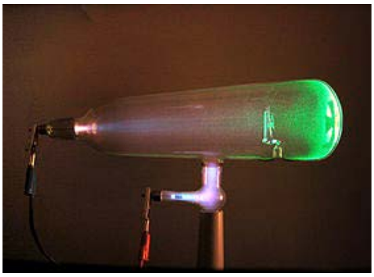
1. العدد الأكبر من دقائق ألفا حوالي (99%) انحرف عن مساره ونفذت من خلال الصفيحة مما يدل على وجود فراغ كبير في الذرة.
2. الدقائق التي انحرفت عن مسارها انحرافًا ملحوظاً تدل على مرورها على مقربة من جسم مشحون بشحنة موجبة، وتنافرت دقائق ألفا الموجبة معها وسماها رذرفورد بالنواة.
3. القلة النادرة من دقائق ألفا التي ارتدت نحو مصدر دقائق ألفا فهي التي يكون مسارها على خطٍ مستقيمٍ مع النواة.

نظرية رذرفورد في البناء الذري:

وفي ضوء مشاهدات وتفسيرات العالم رذرفورد قدم نظريته:
1. يوجد في مركز الذرة نواة صغيرة جداً تتمركز فيها كتلة الذرة وشحنتها الموجبة.
2. الشحنة الموجبة للنواة تعادل الشحنات السالبة للإلكترونات التي تدور حولها لذلك تكون الذرة متعادلة كهربائياً.
3. تدور الإلكترونات على أبعاد كبيرة نسبياً حول النواة لذلك تتكون الذرة من فضاء شاسع نسبياً تتوسطه نواة صغيرة وتسبح الإلكترونات حولها.

جـ . اكتشاف البروتون:

عند استخدام كاثود مثقب في تجربة التفريغ الكهربائي لوحظ نفاذ أَشعة ملونة خلف الكاثود فضلاً عن الأشعة الكاثودية التي تمر بين القطبين، وسميت تلك الأشعة الملونة بأشعة القناة وهي متكونة من أيونات موجبة لذرات غاز الهيدروجين التي فقدت إلكتروناتها، وبهذا تم اكتشاف المكون الثاني للذرة وأطلق عليه (البروتون)، وإنّ عدد البروتونات الموجودة داخل نواة الذرة يسمى بالعدد الذري.



شكل 2−6
نموذج لأنبوبة لاكتشاف البروتون

خواص أشعة القناة:

1. تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربائي وتنجذب نحو القطب السالب ممّا يؤكد أنّها موجبة الشحنة.
2. لها كتلة وسرعة، مما يدل على أنّها متكونة من دقائق مادية، وكتلتها تختلف باختلاف الغاز المستخدم، وتكون الدقيقة الواحدة أثقل من الإلكترون.

د- اكتشاف النيترون:

في عام 1351هـ قام العالم شادويك بقذف شريحة دقيقة من البريليوم بدقائق ألفا فظهرت أشعة تشبه أشعة كاما ذات طاقة عالية جداً، وأظهرت التجارب اللاحقة أنّ هذه الأشعة تمثل المكون الثالث من مكونات الذرة أطلق عليه اسم (النيترون) ويحمل شحنةً متعادلةً وكتلته تقريباً مساوية لكتلة البروتون.

نشاط

1.قارن بين الأشعة الكاثودية وأشعة القناة.
2.عدد فرضيات نظرية رذرفورد في البناء الذري.

الدرس الثاني

الإشعاع الكهرومغناطيسي

عدد الحصص 2

الأهداف

1.أن يعرّف الإشعاع الكهرومغناطيسي.
2.أن يعطي أمثلةعن الإشعاع الكهرومغناطيسي.
3.أن يفسّر سلوك الإشعاع الكهرومغناطيسي.
4.أن يبين أهمية الأطياف الذرية.
5.أن يوضح الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

هو أحد صور الطاقة الكهرومغناطيسية ذو طبيعة مزدوجة (موجية ودقائقية) وينتقل في الفراغ بسرعة الضوء (300.000) كم/ثا .

أنواع الإشعاع الكهرومغناطيسي:

1.الإشعاع المنظور (الضوء)، وهو الإشعاع الذي تسطيع العين البشرية مشاهدته ويقع ضمن أطوال موجية معينة مثل أشعة الشمس.
2.الإشعاع الغير منظور، وهو الإشعاع الذي لا تدركه العين البشرية و ذو أطوال موجية أطول أو أقصر من معدل الأطوال الموجية للإشعاع المنظور مثل الأشعة تحت الحمراء والأشعة الفوق البنفسجية وأشعة كاما والأمواج الرادوية وما شابه ذلك.

هل تعلم

أنَّ الإشارات الضوئية المرورية يستخدم فيها الضوء الأحمر كدلالة على الانتباه والتوقف لكون الضوء الأحمر يمتاز بطول موجي عالٍ وتردد قليل لذلك يمكن ملاحظته من مسافة بعيدة، أمّا الضوء الأخضر فله تردد عالٍ وطول موجي قصير فلا يُرى من مسافات بعيدة.

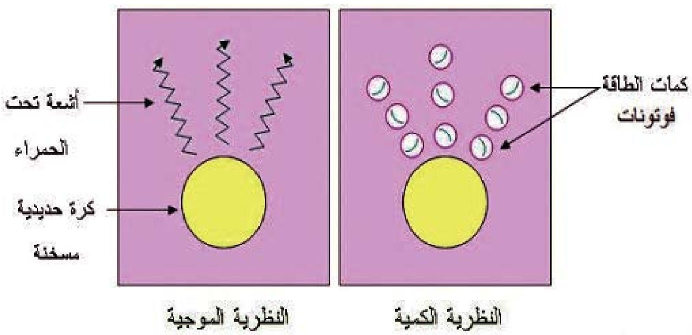
سلوك الإشعاع الكهرومغناطيسي :

يمكن تفسير سلوك الإشعاع الكهرومغناطيسي باعتباره :

1. مكون من أمواج (الصفة الموجية)، إذ تتصف الأمواج بطولها وترددها وسرعتها في الأوساط المختلفة.
2. مكونٍ من فوتونات (الطبيعة الدقائقية) إذ تتصف الفوتونات بأنّها ذات طاقة تتناسب طردياً مع تردد الموجه.

وعلى هذا الأساس صاغ بلانك نظريته الكمية التي تفترض أَنَّ الطاقة كالمادة فكما أنَّ المادة مكونةٌ من ذراتٍ فإنَّ الطاقة مكونة من وحدات هي (الكمات) وتدعى الوحدة الواحدة منها الكم .

ويمكن تعريف الإشعاع الكهرومغناطيسي بموجب نظرية الكم بأنّه سيلٌ من الفوتونات تنتقل في الفضاء ولها كافة صفات الضوء المعروفة .



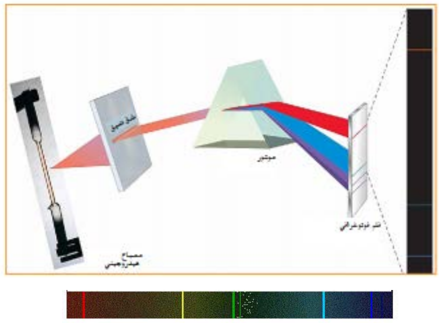
شكل2-7يوضح انبعاث الطاقةعلى شكل كمات

الأطـياف الذريـة:

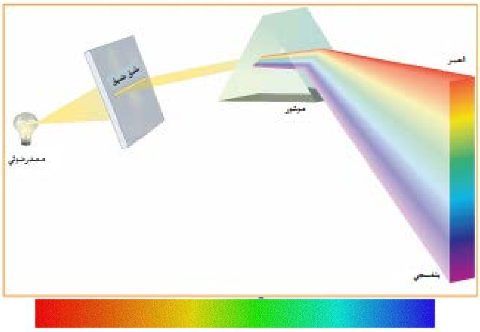
عند مرور ضوء الشمس خلال موشور زجاجي نجد أنَّـهُ يتحلل إلـى مجموعة من الألـوان تبـدأ بالبنفسجي وتنتهـي باللـون الأحمـر وبـدون وجـود مناطق فاصلـة بين لـون وآَخـر، هـذه الألـوان سـميت بالطيـف المسـتمر.

لكن إذا تعرضت ذرات عنصـر نقـي فـي الحالـة الغازيـة للحرارة، أو فـي أنبـوب التفريـغ الكهربائـي في حالـة منخفضـة الضغط، ينبعث إشـعاع (طيف) من ذرات العنصر المتوهج وعنـد إمـرار الإشـعاع فـي الموشـور تظهـر مجموعـة ألـوان لا تكـون متصلـة أو مستمرة وإنمَّا يتكون عدد قليل من خطوط الضوء تفصلها مسافات معتمـة كبيرة نسبياً تدعى بطيف الانبعاث الخطي.

واكتشـف أنَّ لـكل عنصـر طيفـاً خطيـاً يميـزهُ عن غيـره مـن العناصـر ويسـمى بالطيـف الـذري واعتبـر طريقـة لتمييـز العناصـر.



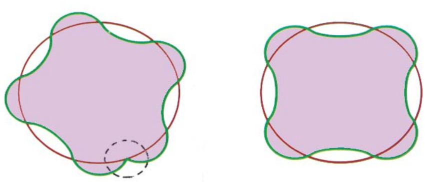
شكل2-8
يوضح الطيف الخطي



شكل2-9
يوضح الطيف المستمر

الطبيعة المزدوجة للإلكترون:

درسنا أنّ الضوء (الإشعاع الكهرومغناطيسي) ذو طبيعة مزدوجة دقائقية وموجية. كذلك الإلكترون ذو طبيعة مزدوجة دقائقية وموجية إذ أثبتت تجربة ثومسون لتعيين نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته وما تبعها من تعيين كتلة الإلكترون أنّ للإلكترون طبيعة دقائقية. وعند سقوط حزمة إلكترونية على سطح بلورة نيكل فإنّ هذه الحزمة تعاني حيوداً مثل الذي تعانيه الموجات الضوئية. ولتفسير ذلك افترض (شرود نكر) أنّه بدلاً من أن نفكر في وجود الإلكترون يتحرك دائرياً في مدار ثابت، علينا أن نفترض سلسلة من الأمواج تتحرك ضمن هذا المدار المستقر، وأنَّ محيط المدار يجب أن يساوي عدداً مضاعفاً بسيطاً لطول موجة الإلكترون. وحسب افتراض شرود نكر فإنَّ السلوكِ الموجي للإلكترون يعطي تقديراً لاحتمال وجود الإلكترون ضمن حدود الموجة بدلاً من نظام المدارات الثابتة، ولهذا يصعب تحديد موقع وزخم الإلكترون حسب (مبدأ اللادقة) الذي ينص على أنّه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون وزخمهُ بدقة في الوقت ذاته. ولتحديد موقع ألكترون في ذرته ينبغي معرفة أعداد الكم.



شكل 2-10
يوضح الحركة الموجية للإلكترون

نشاط

1. على أَيّ نوع من الأشعة تعمل أجهزة الاتصالات الخلوية (الموبايل) ؟
2. باستخدام ما يتوفر حولك في المنزل كيف يمكنك الحصول على طيف الانبعاث المستمر؟
3. ابحث عن تجربة لتفسير الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

الدرس الثالث

أَعداد الكم

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يشرح أعداد الكم الأربعة والغاية منها.
2. أن يربط بين أعداد الكم وطريقة توزيع الإلكترونات بنظام دقيق .

للتعرف على موقع أو زخم الإلكترون في الذرة نحتاج إلى تحديد قيم عدد من خواصه الميكانيكية والكهرومغناطيسية التي تمثل الحد الأدنى من القيم الواجب معرفتها لهذا الغرض وهي:

1. **معدل المسافة التي تفصل الإلكترون عن النواة وطاقته الميكانيكية والكهربائية.**
2. **الزخم الزاوي لدوران الإلكترون حول النواة.**
3. **الزخم الزاوي لدوران الإلكترون حول نفسه (برم الإلكترون).**
4. **العزم المغناطيسي للإلكترون والناتج في كونه شحنة كهربائية متحركة وبالتالي تكون مصحوبة بمجال مغناطيسي.**

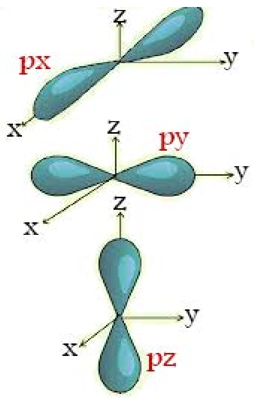
ويتم تحديد قيم كل واحدة من تلك الخواص أَعلاه بدلالة أَعداد تسمى أَعداد الكم ، وهي كالآتي:

1. **عدد الكم الرئيسي ويرمز لهُ (n) ويحدد بعد الإلكترون الافتراضي عن النواة وطاقته الإجمالية المتمثلة بمستويات الطاقة الرئيسة وتكون قيم (n) أعداداً صحيحة 1،2،3،4،..........**

2. **عدد الكم الثانوي (الزخم الزاوي) ويرمز له (ℓ) ويحدد في أيّ مستوى ثانوي يقع الإلكترون ويأخذ القيم الصحيحة :0،1،2،3. وحسب الجدول رقم (2−1).**

المستوى الثانوي الذي يوجد فيه الإلكترون	s	p	d	f
قيمة (ℓ)	0	1	2	3

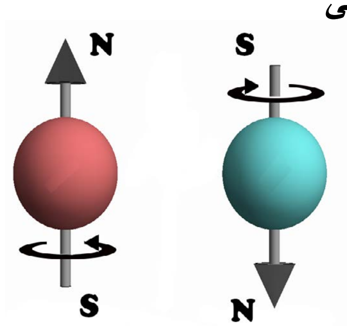
3.عدد الكم المغناطيسي ويرمز لهُ ($m\ell$) ويحدد موقع الإلكترون بالنسبة لأوربيتالات الغلاف الثانوي والذي يمثل توجه الأوربيتالات على محاور الإحداثيات (x.y.z) في فضاء الذرة.



شكل 2-11 يوضح محاور الغلاف الثانوي P

ويحدد العزم المغناطيسي للإلكترون، وكل قيمة من قيم p يقابلها قيم العدد الكم المغناطيسي المكونة من الأعداد الصحيحة السالبة والموجبة والمبتدئة من(1+ ثم صفر ثم− 1)، فمثلاً إذا كانت قيمة ℓ = 0 فإن الأوربيتال هو (S) وقيمة $m\ell$ هي (0) وإذا كانت قيمة ℓ =1 فإنَّ الأوربيتال هو(P) وقيم $m\ell$ هي (−1، 0، +1)

وإذا كانت قيمة ℓ =2 أيّ الأوربيتال (d) فإنَّ قيم $m\ell$ هى (−2 ،−1، 0 ،+1،+2).



شكل 2-12 يوضح دوران الإلكترون حول محوره

4.عدد كم البرم ويُرمز لهُ بالحرف ms ويحدد الزخم الزاوي لدوران الإلكترون حول نفسه وتكون هذه الحركة باتجاه عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة وقيمته تقتصر على المقدار±1/2 في وجود الكترونين في الأوربيتال الواحد ويكون برم أحدهما باتجاه معاكس لبرم الآخر، وبذلك يتولد مجالين مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه، لكنّهما لا يتجاذبان بسبب تشابه شحناتهما فيبقيان لا يتجاذبان ولا يتنافران.

وتكون قيمة عدد كم البرم + $\frac{1}{2}$ للإلكترون الأول و − $\frac{1}{2}$ للإلكترون الثاني في نفس الأوربيتال.

وعليه عند تحديد هذه الأعداد الأربع (أعداد الكم) لأيّ إلكترون يمكننا القول أنّه لا يمكن أن يوجد في نفس الذرة الواحدة إلكترونان يحملان نفس قيم أعداد الكم هذه. ويعرف هذا بمبدأ الاستثناء لباولي.

نشاط

حدد عدد الأغلفة الثانوية في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني وعدد الأوربيتالات في كل غلاف ثانوي.

الدرس الرابع

كيفية إيجاد أعداد الكم

عدد الحصص 2

الأهداف

أن يحدد الطالب قيم أعداد الكم من خلال معرفة الأعداد الذرية.

1. نقوم بكتابة الترتيب الإلكتروني للذرة حسب قاعدة هوند وكما يأتي.

1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4p 5S

2. استخراج أعداد الكم من الترتيب الإلكتروني وكما يأتي:

أ. نحدد قيمة عدد الكم الرئيسي (n) والذي يمثل المستوى الرئيسي الذي انتهى به الترتيب الإلكتروني.

ب. نحدد قيمة (ℓ) والذي يمثل المستوى الثانوي الذي انتهى به الترتيب الإلكتروني (s،p،d،f).

ت. نحدد قيمة ($m\ell$) والذي يمثل موقع الإلكترون بالنسبة لأوربيتالات الغلاف الثانوي.

ث. نحدد قيمة (ms) بالاعتماد على برم الإلكترون إذ أنّ الإلكترون الأول يأخذ قيمة $+\frac{1}{2}$ والإلكترون الثاني يأخذ قيمة $-\frac{1}{2}$.

مثال 1-2

عين قيم أَعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير لذرة الليثيوم($_3$Li) وذرة الكلور ($_{17}$Cl) ولذرة الفناديوم ($_{23}$V)؟

الحل

$_3Li : 1S^2\, 2S^1$

0
1

n = 2 لأنّ الترتيب الإلكتروني ينتهي بالمستوى الرئيسي الثاني (2)

ℓ =0 لأنّ الترتيب الإلكتروني ينتهي بالمستوى الثانوي (S)

$m\ell = 0$ لأنّ الإلكترون الأخير يقع في أوبيتال المستوى الثانوي (S)
$ms = +\frac{1}{2}$ لأنّ الإلكترون الأخير يدور بإتجاه عقرب الساعة (الإلكترون الأول في الأوربيتال).

$_{17}Cl$: $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^5$

1+	0	1-
		1

$n = 3$ ، $\ell = 1$ ، $m\ell = 0$ ، $ms = -\frac{1}{2}$

$_{23}V$: $1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2 3P^6\ 4S^2 3d^3$

2+	1+	0	1-	2-
1	1	1		

$n = 3$ ، $\ell = 2$ ، $m\ell = 0$ ، $ms = +\frac{1}{2}$

مثال 2-2

اكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير لكل من الذرات الآتية:

$_{14}Si$ $_{16}S$ $_{25}Mn$ $_{36}Kr$

الحل

$_{14}Si$: $1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2 3P^2$

1+	0	1-
1	1	

$n = 3$ ، $\ell = 1$ ، $m\ell = 0$ ، $ms = +\frac{1}{2}$

$_{16}S$: $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$

1+	0	1-
	1	1

$n = 3$ ، $\ell = 1$ ، $m\ell = +1$ ، $ms = -\frac{1}{2}$

$_{25}Mn$: $1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2 3P^6\ 4S^2 3d^5$

2+	1+	0	1-	2-
1	1	1	1	1

$n = 3$ ، $\ell = 2$ ، $m\ell = -2$ ، $ms = +\frac{1}{2}$

$_{36}Kr$: $1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2 3P^6\ 4S^2 3d^{10} 4P^6$

1+	0	1-
1⇂	1⇂	1⇂

$ms = -\frac{1}{2}$ ، $m\ell = -1$ ، $\ell = 1$ ، $n = 4$

نشاط

اكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير لكل من الذرات الآتية:
($_{26}Fe$ ، $_{13}Al$ ، $_{11}Na$)

الدرس الخامس

إيجاد العدد الذري للعنصر من معرفة أعداد الكم له

الأهداف

أن يحدد الطالب العدد الذري لذرة عنصر ما باستخدام قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير للذرة.

مثال 3-2

إذا كانت أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير لذرة عنصر هي:

$(2/1 - = ms \text{ ، } 0 = m\ell \text{ ، } 1 = \ell \text{ ، } 4 = n)$

أُكتب الترتيب الإلكتروني لذرة العنصر، وما عدده الذري؟

الحل

بما أنّ:

$n = 4$: أي أنّ الترتيب الإلكتروني انتهى بالمستوى الرئيسي الرابع(4).

$\ell = 1$: أي أنّ الترتيب الإلكتروني انتهى بالمستوى الثانوي(p).

$m\ell = 0$: أي أنّ الإلكترون الأخير يقع في أوربيتال المستوى الثانوي(p).

$ms = -\frac{1}{2}$ أي أنّ الإلكترون الأخير هو الإلكترون الثاني في الأوربيتال.

نستنتج أنّ:

الغلاف الأخير هو $4P^5$ ويكون الترتيب الإلكتروني كالآتي :

1-	0	1+
1		

$1S^2\ 2S^22P^6\ 3S^23P^6\ 4S^23d^{10}4P^5$

إذاً العدد الذري للعنصر هو 35 .

مثال 4-2

جد العدد الذري لعنصر ما إذا كان للإلكترون الأخير أعداد الكم الأربعة الآتية: $(n = 4 \text{ ، } \ell = 2 \text{ ، } m\ell = +2 \text{ ، } ms = +1/2)$

ثم اكتب الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر؟

الحل

نستنتج من خلال المعطيات أعلاه أَنّ الغلاف الأخير هو $4d^1$ ،

2+	1+	0	1-	2-
1				

وأنّ العدد الذري للعنصر هو 39 وبذلك يكون الترتيب الإلكتروني كالآتي :

$$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^1$$

نشاط

إذا كان للإلكترون الأخير لذرة عنصر ما أَعداد الكم الأربعة الآتية :

$$+\frac{1}{2} = m_s \qquad 0 = m_\ell \qquad 1 = \ell \qquad 4 = n$$

اكتب الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر وما هو العدد الذري له؟

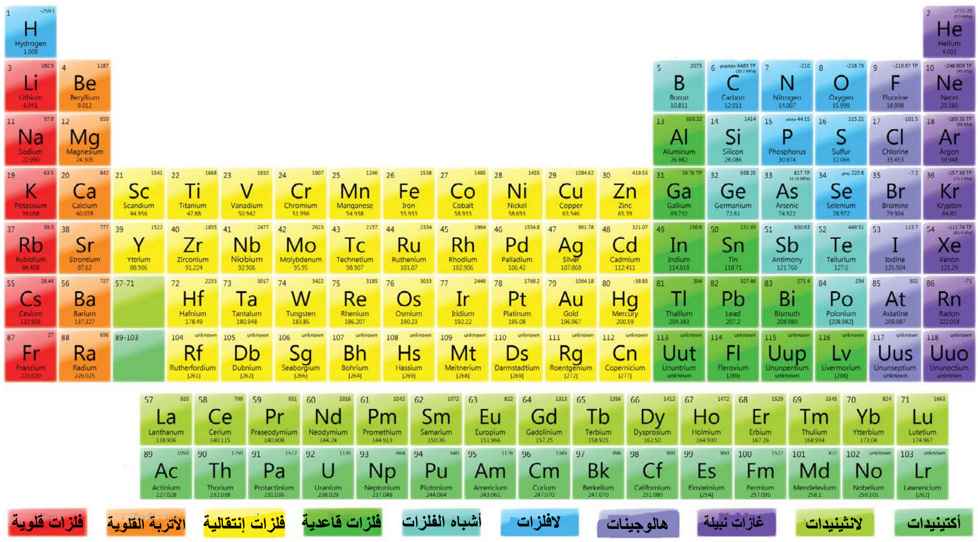
الدرس السادس

الجدول الدوري

الأهداف

1. أن يعرّف مفهومي الزمرة والدورة.
2. أن يفسر كيفية ترتيب العناصر في الجدول الدوري.

بعد ظهور مفهوم العدد الذري تم ترتيب العناصر تصاعدياً حسب زيادة أعدادها الذرية، أي أنّ كل عنصر في الجدول الدوري الحديث يزيد عن العنصر الذي يسبقه بإلكترون واحدٍ، وهذا الترتيب يتوافق مع ترتيب العناصر بحسب زيادة مستويات الطاقة من الأقل طاقة ثم الأكثر فالأكثر.



شكل 2-13 الجدول الدوري

ورتبت العناصر بحسب الزيادة في أعدادها الذرية والتي لغلافها الخارجي بنية إلكترونية متشابهة تحت بعضها البعض بشكل عمودي تسمى بالزمر ورتبت العناصر حسب الزيادة في أعدادها الذرية بصورة أفقية سميت بالدورات.

وإنّ الجدول الدوري الحديث يتكون من سبع دورات وهي كما يأتي:

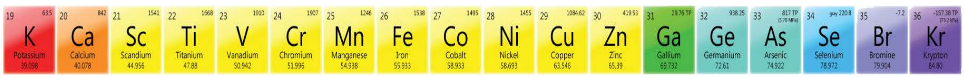
1. الدورة القصيرة الأولى وتضم عنصر الهيدروجين والهليوم.



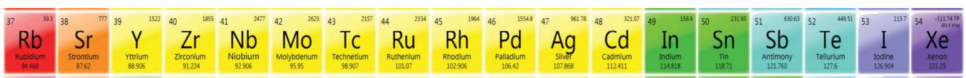
2. الدورة القصيرة الثانية والثالثة وتتكون كل منهما من 8 عناصر وترتيبها في الجدول الدوري كما يأتي :



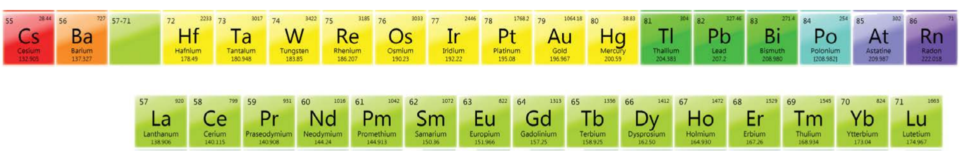
3. الدورة الطويلة الرابعة وتتكون من 18 عنصراً وترتيبها كما يأتي:



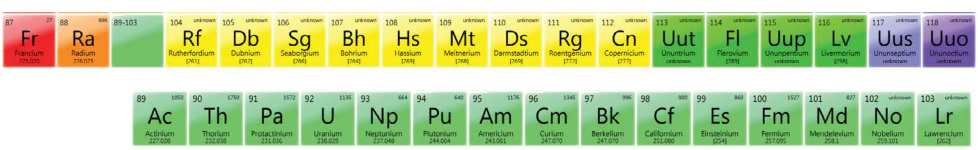
4. الدورة الطويلة الخامسة وتتكون من 18 عنصراً وكما يأتي:



5. الدورة الطويلة السادسة وتتكون من 32 عنصراً وترتيبها كما يأتي:



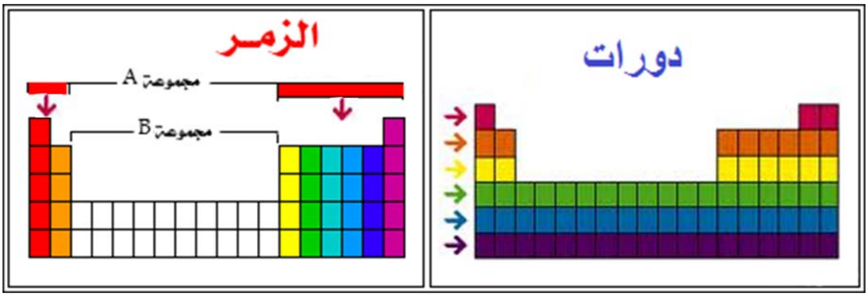
6. الدورة السابعة وتتكون من 32 عنصراً وترتيبها كما يأتي:



أمّا الزمر في الجدول الدوري وعددها 18 زمرة فهي مقسمة إلى مجموعتين:

المجموعة A وعددها 8 زمر، وسبق أن درسنا بعض من عناصرها

المجموعة B وعددها 10 زمر



شكل 2–14 يوضح الدورات والزمر

وقد رتبت عناصر تلك الزمر بشكل أعمدة على أساس تساوي عدد الإلكترونات في أغلفتها الخارجية (الكترونات التكافؤ) مثل عناصر الزمرة الأولى.

$_{3}Li$: $1s^2 2s^1$

$_{11}Na$: $1S^2 2S^2 2P^6\ 3S^1$

$_{19}K$: $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2 3P^6 4S^1$

وبذلك تتشابه عناصر الزمرة الواحدة في خواصها الكيميائية بالرغم من الأختلاف الكبير في أعدادها الذرية.

نشاط

عيّن الزمرة والدورة للعناصر الآتية من خلال الجدول الدوري :

(C، Al ، Ca ، Fe)

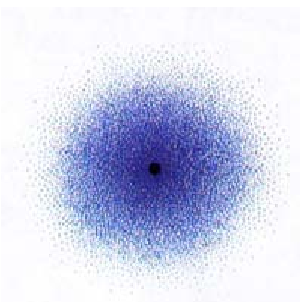
الدرس السابع

الخواص الدورية

عدد الحصص 3

الأهداف

1. أن يفسر الطالب التغير في الحجم الذري في الزمرة والدورة.
2. أن يعرف الطالب (نصف القطر الذري، جهد التأيّن، الألفة الإلكترونية، السالبية الكهربائية).
3. أن يحدد العلاقة بين (نصف القطر الذري، جهد التأيّن ، الألفة الألكترونية، السالبية الكهربائية) والعدد الذري للزمرة والدورة الواحدة.
4. أن يشرح الطالب الخواص الفلزية واللافلزية لعناصر الزمرة والدورة.
5. أن يعرّف الطالب (التكافؤ ، الخاصية الحامضية والقاعدية).



شكل 2-15
تغير الكثافة
الألكترونية

في الجدول الدوري تتغير الكثير من صفات العناصر وبشكل دوري من عنصر إلى آخر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، وكذلك عند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الزمرة الواحدة . وتعزى هذه التغيرات إلى اختلافات في البنية الإلكترونية للعناصر، والتي لها أثر واضح في الكثير من الصفات الذرية والتي تتمثل بالخواص الفيزيائية والكيميائية.

أولاً: الخواص الفيزيائية:

1. الحجم الذري:

يُعرف الحجم الذري بأنّه نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في البلورة ويقاس باستخدام الأَشعة السينية.

إنّ لحجم الذرة دوراً مهمّاً في سلوكها الكيميائي، وله علاقة بقوة ارتباطها مع الذرات الأخرى عند تشكيل الجزيئات.

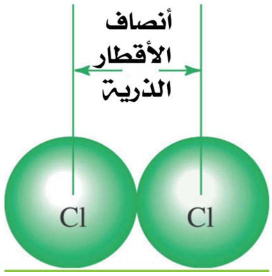
وكما مرّ بنا سابقاً أنّ الإلكترونات توجد حول نواة الذرة، وأنّ الكثافة الإلكترونية لاتنتهي عند مسافةٍ محددةٍ من النواة وإنما تتناقص بشكل كبير كلما ابتعدت الإلكترونات عن النواة كما في الشكل (2-15) الذي يبين تغير الكثافة الإلكترونية من مكان إلى آخر في المدار 1S حول النواة.

ويعرّف نصف القطر الذري على أنّه نصف المسافة المقاسة بين نواتي ذرتين متشابهتين في الحالة الغازية.

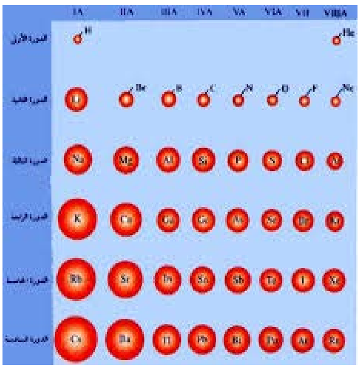
ويمكن تفسير التغير في الحجم الذري في الزمرة وفي الدورة كما يأتي:

1. يزداد الحجم الذري بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الزمرة الواحدة ويعود ذلك إلى زيادة قيمة عدد الكم الرئيسي (n) أي زيادة عدد الأغلفة ، وإضافة إلكترونات إلى مستوى رئيسي جديد.

2. يقل الحجم الذري في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين أي بزيادة العدد الذري وذلك لأنَّ الإلكترونات تضاف إلى المستوى الرئيسي نفسه. وفي الوقت ذاته يزداد عدد البروتونات في النواة (تزداد الشحنة الموجبة)، لذلك فإنّ شحنة النواة التي تؤثر في إلكترونات المستوى الأخير تزداد، وهذا بدوره يؤدي إلى زيادةٍ في قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير مما يؤدي إلى نقصان الحجم الذري للعنصر.



شكل 2-16
يوضح حساب نصف القطر

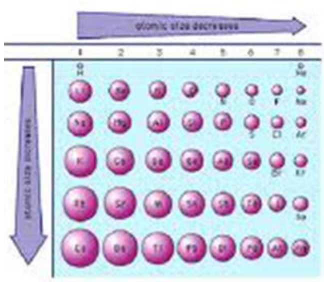


شكل 2-17
يوضح حجم ذرات بعض العناصر حسب الزمرة والدورة

2.جهد التأين (طاقة التأين):

تعرف طاقة التأيّن على أنّها (الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأبعد عن النواة من ذرة العنصر المتعادلة وهي في الحالة الغازية) إذ تنخفض طاقة التأيّن في الزمرة الواحدة بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل، ويعود ذلك إلى إزدياد معدل بعد الإلكترون الأخير عن النواة مع ثبات شحنة النواة وبالتالي ضعف قوة جذب النواة .

بينما تزداد طاقة التأيّن بشكل عام لعناصر الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري الذي يؤدي إلى زيادة شحنة النواة وبالتالي زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.



شكل 2-18
طاقة تأيّن ذرات بعض العناصر

3. الألفة الإلكترونية (الميل الإلكتروني) :

وتعّرف الألفة الإلكترونية على أنّها(مقدار الطاقة المتحررة من الذرة عندما تكسب إلكتروناً واحداً نحوها وهي في حالتها الغازية) وتزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري بينما تقل الألفة الإلكترونية في الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري .

4. السالبية الكـهربائية(الكهرو سلبية) :

وتعرف السالبية الكهربائية على أنّها (مقدرة الذرة على جذب الإلكترونات من ذرة أُخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية)، حيث تزداد في الدورة الواحد من اليسار إلى اليمين كلما زاد العدد الذري، وتقل في الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل، ويعد الفلور أعلى سالبية كهربائية من بين عناصر الجدول الدوري .

ثانياً:الخواص الكيميائية:

1.الخواص الفلزية واللافلزية :

تظهر الخواص الفلزية في بداية الدورة بصورة قوية ثم تقل لتظهر خواص أَشباه الفلزات ثم تظهر بعدها الخاصية اللافلزية ، أَي أنّ الخواص الفلزية لعناصر الدورة الواحدة تقل بزيادة العدد الذري بينما تزداد الخواص الفلزية في الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري وتقل الخاصية اللافلزية.

2. التكـــــــافؤ :

ويعّرف التكافؤ على أنّه عدد الإلكترونات التى تفقدها الذرة أو تكتسبها أو تشارك بها للوصول إلى حالة الاستقرار.

وفي الزمرة الواحدة يلاحظ غالباً أنّ العناصر الموجودة فيها تمتلك عدد التكافؤ نفسه، وأمّا في الدورة الواحدة يتدرج التكافؤ بشكل عام، إذ تبدأ كل دورة بعنصر أحادي التكافؤ ويزداد التكافؤ بزيادة العدد الذري حتى نصل إلى الزمرة الرابعة إذ يبدأ التكافؤ بالتناقص حتى يصل إلى التكافؤ الأحادي في الزمرة السابعة أمّا الزمرة الثامنة فتكافؤها صفر.

3. الخاصية الحامضية والقاعدية :

تبدأ الدورات بعناصر أَكاسيدها قاعديه، وتقل الخاصية القاعدية تدريجياً مع ظهور الخاصية الحامضية ، بزيادة العدد الذري وتأخذ هذه الخاصية في الزيادة حتى تنهي الدورة بعناصر أكاسيدها حامضية .

وفي الزمر تزداد الخاصية القاعدية بزيادة العدد الذري، أمّا الخاصية الحامضية فتقل بزيادة العدد الذري.

نشاط

رتّب العناصر الآتية ($_{15}P$، $_{13}Al$،$_{12}Mg$) حسب:

1. الزيادة في أنصاف أقطارها .
2. الزيادة في طاقة التأيّن .
3. الزيادة في السالبية الكهربائية .

الدرس الثامن

أسئلة الوحدة الثانية

عدد الحصص 2

س1: ما خواص كلّاً من الأَشعة الكاثودية وأَشعة القناة ؟

س2: إلكترون في غلاف معين . مإذا يحصل عند اكتسابه طاقة ؟

س3: تكلم باختصار عن تجربة رذرفورد لاكتشاف النواة ؟

س4: هل ضوء المصباح إشعاع كهرومغناطيسي. ولماذا ؟

س5: اَكمل الفراغات الآتية :

1.......... يمثل رمز عدد الكم الرئيسي، و......... يمثل عدد الكم البرمي.

2.الصفة المزدوجة للإلكترون تعني أنّه يمتلك صفة.........وطبيعة ....

3.تكون أَشعة القناة ذات شحنة .... والأَشعة الكاثودية تمتلك شحنة ....

س6: اكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير في كل من العناصر الآتية:

($_{8}O$، $_{17}Cl$ ، $_{3}Li$ ، $_{19}Mg$)

س7: أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير في ذرة عنصر هي كالآتي :

$n = 4$ ، $\ell = 1$ ، $m\ell = 0$ ، $ms = -\frac{1}{2}$

احسب العدد الذري لهذا العنصر؟

س8: عند تسخين قطعة من الحديد إلى درجة حرارة عالية يصبح لونها أحمر، فسّر ذلك؟

س9: رتّب العناصر الآتية ($_{3}Li$ ، $_{11}Na$ ، $_{19}K$) حسب :

أ. الزيادة في أنصاف أقطارها؟

ب. طاقة التأيّن؟

ج. ازدياد الخواص الفلزية؟

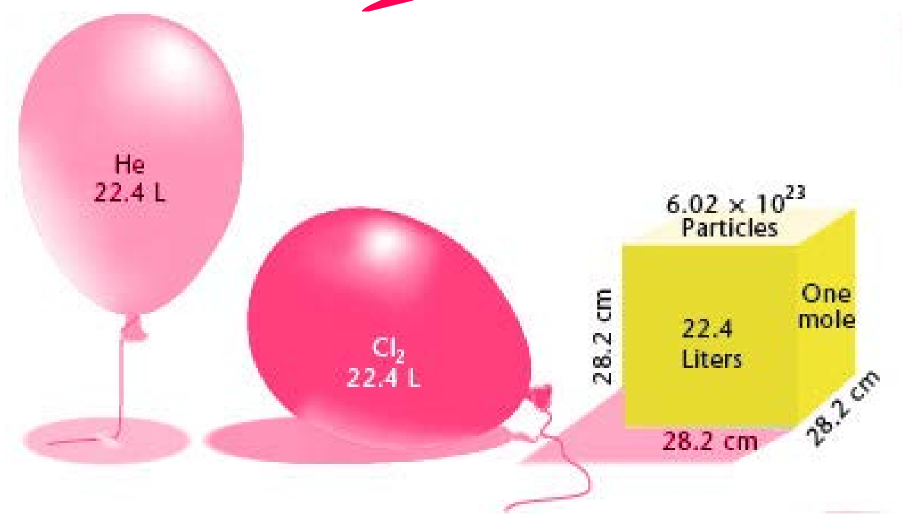
س10: لديك العنصرين($_{17}Cl$ ، $_{9}F$) بين أيّهما أكثر لافلزية وأيّهما أكبر نصف قطر مع ذكر السبب ؟

س11: ماالمقصود بما يلي :

1. الألفة الإلكترونية .
2. عدد الكم الثانوي .

الوحدة الثالثة

الغازات



الأهداف التعليمية للوحدة:

1. تحديد وحدة قياس الغازات.
2. تفسير سلوك الغازات بالاعتماد على النظرية الجزيئية.
3. التعريف بالقانون الموحد للغازات.
4. توضيح قانون الغازات المثالي وقانون دالتون وقانون الانتشار لكراهام.
5. التعرف على كيفية تسييل الغازات بوجود درجة الحرارة والضغط الحرجين.

- النظرية الجزيئية ووحدة قياس الغازات.
- قوانين الغازات
- القانون الموحد للغازات.
- قانون الغاز المثالي.
- قانون دالتون للضغوط الجزئية.
- قانون الانتشار لكراهام.
- تسييل الغازات.
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

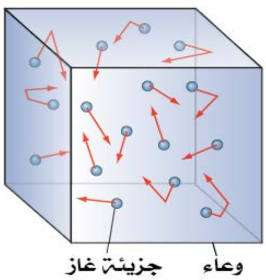
النظرية الجزيئية ووحدة قياس الغازات

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يوضح بنود النظرية الجزيئية في تفسير سلوك الغازات.
2. أن يشرح وحدات قياس الغازات.
3. أن يقارن بين وحدات قياس الغازات.
4. أن يحدد وحدة قياس كمية الغاز.

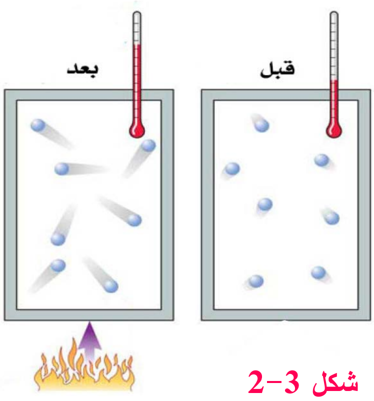
لقد تعرفنا على الحالة الغازية للمادة، وعرفنا أنَّ الغاز يتكون من جزيئات قد تكون أحادية الذرة مثل غاز الهيليوم (He) وقد تكون مكونة من ذرات عدّة متشابهة كما في غاز الأوكسجين (O_2) والهيدروجين (H_2) والأوزون (O_3) ، وقد تحتوي جزيئات الغاز على ذرات مختلفة مثل غاز ثنائي أوكسيد الكاربون (CO_2) وغاز الأمونيا (NH_3) إذ نلاحظ أنّ الجزيئات في حالتها الغازية تفصل عن بعضها بمسافات بينية كبيرة لذا فليس لها حجم ثابت أو شكل معين إذ تحتل حجم الحيّز الذي تملؤه، وتشغل الجزيئات الغازية في الظروف الاعتيادية (0.1%) من الحيّز الذي تحتله، أمّا الباقي فيكون فراغاً، لذلك فان كل جزيء من الغاز يتصرف بشكل مستقل تقريباً.نتيجة لذلك يمكن للغازات أن تضغط ويصغر حجمها ، ويمكن تحويل الغاز إلى سائل بالضغط والتبريد.



شكل 3−1
وعاء يحتوي جزيئات غاز

وإنّ أهم نظرية تفسر سلوك الغازات تسمى **بالنظرية الجزيئية** التي من أهم بنودها:

1. تكون دقائق الغاز في حالة حركة مستمرة مستقيمة وعشوائية وفي كل الاتجاهات.
2. لا وجود لقوى تجاذب أو تنافر بين دقائق الغازات.
3. تفصل دقائق الغاز عن بعضها مسافات كبيرة مقارنة مع الحجم الذي تحتله الدقائق نفسها.
4. تزداد سرعة دقائق الغاز بزيادة درجة الحرارة.



شكل 3−2
تأثير درجة الحرارة على دقائق جزيئات الغاز

وحدات قياس الغازات:

توصف حالة الغازات عادة بأربع متغيرات أساسية لـه هـي: (الحجم والضغط ودرجـة الحـرارة وكمية الغاز) .

1. الحجم (ح)، Volume (V) :

يّعرف الحجم بأنّه مقدار ما تشغله المادة من حيّز إذ يحتل الغاز حجم الإناء الذي يوضع فيه، وعليه فإنَّ حجم الغاز هو حجم الإناء نفسه الذي يحتويه.

يقاس الحجم بوحدات اللتر(L) والمليلتر(ml) (السنتمتر المكعب)(cm^3)، ولتحويل وحدات الحجم فيما بينها نستخدم العلاقات الآتية :

1 لتر = 1000 مليلتر ، $1(L) = 1000\ mL$

1 لتر = 1000 $سم^3$ ، $1(L) = 1000\ cm^3$

1 مليلتر= 1 $سم^3$ ، $1(mL) = 1\ cm^3$

مثال

3-1 عيّنة من غاز الأوكسجين حجمها (200 $سم^3$)، ما حجمها بوحدة اللتر ؟

الحل

$$\text{الحجم (باللتر)} = \frac{1\ \text{لتر}}{1000\ \text{سم}^3} \times 200\ \text{سم}^3 = 0.2\ \text{لتر}$$

2. الضغط (ض)، Pressure (P) :

يعّرف الضغط بأنّه: القوة المسلطة عمودياً على وحدة المساحة، وضغط الغاز ناتج من تصادم جزيئات الغاز مع جُدران الوعاء الحاوي له ويرمز للضغط بالحرف (ض)، ويقاس الضغط الجوي بمقياس يسمى (البارومتر) بينما يقاس ضغط الغازات بمقياس (مانومتر)

$$\text{الضغط} = \frac{\text{القوة}}{\text{المساحة}}$$

إنَّ الوحدات المستخدمة عادةً لقياس الضغط هي الجو(atm) و(المليمتر زئبق)(Torr) ، والعلاقة الرياضية التي تربط بين وحدات قياس الضغط هي:

1 جو = 760 ملم زئبق ، $1\ atm = 760\ mmHg$

1 جو = 760 تور ، $1\ atm = 760\ Torr$

1 ملم زئبق = 1 تور ، $1\ mmHg = 1\ Torr$

مثال 2-3

ضغط غاز يساوي(1520 تور)، ما قيمته بـ ملم زئبق وبوحدة الجو؟

الحل

بما أنّ 1 ملم زئبق= 1 تور

وضغط الغاز =1520 تور

إذاً ضغط الغاز = 1520 ملم زئبق.

1 جو = 760 تور

$$\text{إذاً الضغط بالجو} = \frac{\text{1 جو}}{\text{760 تور}} \times \text{1520 تور} = \text{2 جو}$$

3. درجة الحرارة (ط)، Temperature T(K) :

هي مقياس لسخونة أو برودة الجسم، وهناك وحدتا قياس لدرجة حرارة الغازات وهما درجة الحرارة المئوية(مْ) ودرجة الحرارة المطلقة (ط). والعلاقة الرياضية بينهما هي:

(ط) = (مْ) + 273 ، $T(K) = t(C°) + 273$

إذ أنّ: (ط) = درجة الحرارة المطلقة ، $T(K)$ = درجة الحرارة بالكلفن

(مْ) = درجة الحرارة المئوية ، $t(C°)$ = درجة الحرارة بالسيليزي

درجة الحرارة المئوية = درجة الحرارة السيليزية

درجة الحرارة المطلقة = درجة الحرارة بالكلفن

مثال 3-3

وعاء يحتوي على ماء درجة حرارته (64 مْ) كم ستكون درجة حرارة الماء المطلقة؟

الحل

(ط) = (مْ) + 273

= 64 + 273

= 337 مطلقة

4. كمية الغاز :

تقاس كمية الغاز بوحدة المول ويرمز له بالرمز (ن)، ويعبر عنها بالعلاقة الرياضية الآتية:

$$\text{عدد المولات (ن)} = \frac{\text{كتلة غم}}{\text{كتلة مولية غم/ مول}} \text{،}$$

$$n(mol) = \frac{mass\ (m)(g)}{Molar\ mass\ (M)(g/mol)}$$

مثال
4-3

احسب عدد مولات غاز ثنائي أوكسيد الكاربون (CO_2) عندما تكون كتلته (4.4 غم) علماً أن الكتل الذرية هي (O = 16 ، C = 12).

الحل

نجد الكتلة المولية لغاز (CO_2)

الكتلة المولية = (1×12) + (2×16) = 44 غم / مول

وباستخدام العلاقة أعلاه نجد :

$$\text{عدد المولات (ن)} = \frac{\text{4.4 غم}}{\text{44 غم/ مول}}$$

= 0.1 مول عدد مولات غاز ثنائي أوكسيد الكاربون.

نشاط

1. عيّنة من غاز حجمها نصف لتر، ما هو حجمها بوحدة (مليلتر) و(سم^3)؟
2. حوّل ضغط غاز مقداره (1.5 جو) إلى وحدة ملم زئبق؟
3. حوّل درجات الحرارة الآتية إلى الوحدات المحددة لكل منها:
   أ. (127 مْ) إلى درجة الحرارة المطلقة.
   ب. (373 ط) إلى درجة الحرارة المئوية.

الدرس الثاني

قوانين الغازات

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يعرّف: (قانون بويل، قانون شارل، قانون غي – لوساك، قانون افوكادرو).
2. أن يكتب العلاقة الرياضية بين كل من (الحجم والضغط ودرجة الحرارة وكمية الغاز).

نعني بقانون الغاز، العلاقة الرياضية التي تربط المتغيرات الأربعة وهي: (الضغط، والحجم، ودرجة الحرارة، وكمية الغاز) والتي تصف حالة الغاز مع بعضها البعض. ويراعى عند تطبيق هذه القوانين تجانس الوحدات.

1. علاقة الحجم بالضغط (قانون بويل):

لقد تم اكتشاف العلاقة بين الحجم والضغط بواسطة العالم بويل
وتسمى العلاقة بقانون بويل الذي ينص على أنّه : (يتناسب حجم كمية معينة من غاز عكسياً مع الضغط المسلط عليه بثبوت درجة الحرارة)
وقد وضع بويل العلاقة بشكل رياضي:

$$ح \propto \frac{1}{ض} \qquad V \propto \frac{1}{P}$$

$$ح = ث \times \frac{1}{ض} \qquad V = K \times \frac{1}{P}$$

$$ث = ح \times ض \qquad K = P \times V$$

علماً أنّ (ث)، (K) هي ثابت التناسب.

ويمكن تطبيق هذا القانون عند وجود غاز في ظرفين مختلفين في الحجم والضغط بثبوت درجة الحرارة وعدد المولات وكما يلي:

$$ح_1 \times ض_1 = ح_2 \times ض_2 \quad ، \quad P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

مثال 5-3

عيّنة من غاز حجمها (5 لتر) تحت ضغط مقداره (1 جو) قُلص الحجم إلى (2 لتر) مع بقاء درجة الحرارة ثابتة.
احسب الضغط النهائي للغاز؟

الحل

$$ح_1 \times ض_1 = ح_2 \times ض_2$$

$$5 \text{ لتر} \times 1 \text{ جو} = 2 \text{ لتر} \times ض_2$$

$$ض_2 = 2.5 \text{ جو}$$

2. علاقة الحجم بدرجة الحرارة (قانون شارل):

لاحظ العالم شارل أنَّ الغازات تتمدد عند رفع درجة حرارتها، ومثال على ذلك تسخين الهواء المحصور داخل المنطاد مما يجعله يتمدد، وبما أنَّ الهواء الساخن يشغل حجماً أكبر لذا ستقل كثافته ويرتفع في الهواء، ويمكن صياغة قانون شارل كما يأتي : (يتناسب حجم كمية معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الضغط). ويمكن التعبير رياضياً عن القانون كما يلي:

$$ح \propto ط \quad ، \quad V \propto T$$

$$ح = ث \times ط \quad ، \quad V = K\,T$$

$$ث = \frac{ح}{ط} \quad ، \quad K = \frac{V}{T}$$

ويمكن تطبيق هذا القانون عند وجود غاز في ظرفين مختلفين بثبوت الضغط وعدد المولات وكما يأتي:

$$\frac{ح_1}{ط_1} = \frac{ح_2}{ط_2} \qquad \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1}{T_1}$$

مثال 6-3

بالون مملوء بالهواء حجمه (4 لتر) عند درجة حرارة (27 مْ) ما حجم البالون إذا انخفضت درجة الحرارة إلى (7 مْ)؟

الحل

$$(ط) = (مْ) + 273$$

$$ط_1 = 27 + 273 = 300 \text{ مطلقة}$$

$$ط_2 = 7 + 273 = 280 \text{ مطلقة}$$

$$\frac{\text{ح}_1}{\text{ط}_1} = \frac{\text{ح}_2}{\text{ط}_2} \Leftarrow \frac{4}{300} = \frac{\text{ح}_2}{280}$$

ح_2 = 3.7 لتر

3. علاقة الضغط بدرجة الحرارة (قانون غي _ لوساك):

ينص هذا القانون على أنّه (يتناسب ضغط كمية معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الحجم). ويعبر عن القانون رياضياً :

$$\text{ض} \propto \text{ط} \qquad P \propto T$$

$$\text{ض} = \text{ث} \times \text{ط} \qquad P = K\,T$$

$$\text{ث} = \frac{\text{ض}}{\text{ط}} \qquad K = \frac{P}{T}$$

ويمكن تطبيق هذا القانون عند وجود غاز في ظرفين مختلفين بثبوت الحجم وعدد المولات وكما يلي:

$$\frac{\text{ض}_1}{\text{ط}_1} = \frac{\text{ض}_2}{\text{ط}_2} \qquad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

مثال

7-3 إذا كان لديك قنينة عطر تحت ضغط (3 جو)، وبدرجة حرارة (17مْ)، كم سيكون ضغطها إذا تعرضت إلى حرارة قدرها (100 مْ)؟

الحل

(ط) = (مْ) + 273

ط_1 = 17 + 273 = 290 مطلقة

ط_2 = 100 + 273 = 373 مطلقة

وبما أن:

$$\frac{\text{ض}_1}{\text{ط}_1} = \frac{\text{ض}_2}{\text{ط}_2} \Leftarrow \frac{3}{290} = \frac{\text{ض}_2}{373}$$

ض_2 = 3.9 جو

4. علاقة الحجم مع كمية الغاز (قانون أفوكادرو):

عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة وجدَ العالم أفوكادرو أنّ حجم الغاز يتناسب طردياً مع كميته، إذ أنّ كمية الغاز تقاس بعدد المولات (ن) حسب العلاقة الآتية:

$$\text{ح} \propto \text{ن} \qquad V \propto n(mol)$$

$$\text{ح} = \text{ث} \times \text{ن} \qquad V = K\, n(mol)$$

$$\text{ث} = \frac{\text{ح}}{\text{ن}} \qquad K = \frac{V}{n(mol)}$$

ويمكن تطبيق هذا القانون عند وجود غاز في ظرفين مختلفين بثبوت الضغط ودرجة الحرارة وكما يلي:

$$\frac{\text{ح}_1}{\text{ن}_1} = \frac{\text{ح}_2}{\text{ن}_2} \qquad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

نشاط

1. غاز حجمه الابتدائي (1.8جو) تحت ضغط (760 ملم زئبق)، احسب حجمه النهائي إذا أصبح الضغط المسلط عليه (1520 ملم زئبق)؟
2. عيّنه من غاز حجمها (2.8 لتر) عند درجه حرارة مجهولة، وعند وضع هذه العينة في ماء مثلج درجة حرارته (0 مْ) قلّ حجمها إلى (2.6 لتر)، ما درجة الحرارة الابتدائية بالوحدة المطلقة على افتراض أنَّ الضغط ثابت؟

الدرس الثالث

القانون الموحد للغازات

الأهداف

ان يشرح الطالب القانون الموحد للغازات الذي يجمع المتغيرات (حجم، ضغط، درجة الحرارة) بثبوت عدد المولات.

لقد بيّن العالم بويل كيف يتغير (الحجم والضغط) عند ثبوت درجة الحرارة، ووضّح العالم شارل كيف يتغير (الحجم مع درجة الحرارة المطلقة) بثبوت الضغط، لكن ماذا يحدث لحجم الغاز إذا تغير كل من ضغطه ودرجة حرارته في آنٍ واحدٍ؟

وبما أن:

ث = ح × ض .....(1) قانون بويل ، $K = P \times V$

ث = ح / ط .....(2) قانون شارل ، $K = \dfrac{V}{T}$

ث = ض / ط ...(3) قانون غي- لوساك ، $K = \dfrac{P}{T}$

ومن خلال القوانين الثلاثة أَعلاه نحصل على العلاقة الآتية:

ث = (ح × ض) / ط ، $K = \dfrac{P \times V}{T}$

ويمكن كتابة العلاقة أدناه لعيّنة من الغاز تحت ظرفين مختلفين بثبوت عدد المولات:

(ح$_1$ × ض$_1$) / ط$_1$ = (ح$_2$ × ض$_2$) / ط$_2$ ، $\dfrac{P_2 \times V_2}{T_2} = \dfrac{P_1 \times V_1}{T_1}$

مثال

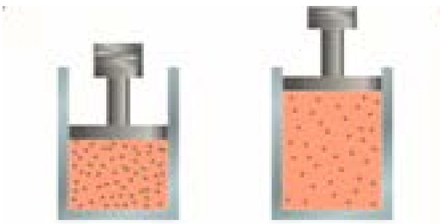
8-3

إسطوانة غازية مزودة بمكبس حجمها (4 لتر) وضغط الغاز بداخلها (1 جو) ودرجة الحرارة (300 ط) وضعت فوق جبل، حيث الضغط (0.8 جو) ودرجة الحرارة (290 ط) كم سيكون حجم الغاز بداخلها عند الجبل؟

الحل

$$\frac{\text{ح}_1 \times \text{ض}_1}{\text{ط}_1} = \frac{\text{ح}_2 \times \text{ض}_2}{\text{ط}_2} \Longleftarrow \frac{4 \times 1}{300} = \frac{\text{ح}_2 \times 0.8}{290}$$

ح_2 = 4.8 لتر حجم الغاز عند الجبل.



شكل 3-3
تأثير الضغط على دقائق جزيئات الغاز

نشاط

1. عيّنة من غاز حجمها (400 مليلتر) في ضغط (1 جو) ودرجة حرارة (0 مْ) احسب حجم هذا الغاز في (80 مْ) وضغط (740 ملم زئبق)؟

2. عيّنة من غاز تشغل حجماً قدره (900 سم^3) في درجة حرارة (27 مْ) وضغط (380 ملم زئبق)، جد حجم هذه العيّنة عند ضغط (1جو) ودرجة حرارة (0 مْ)؟

الدرس الرابع

قانـون الغـاز المثـالي

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يعرّف الطالب (القانون العام للغازات، الظروف القياسية، الحجم المولي).
2. أن يحدّد الطالب وحدة كثافة الغازات.

يمثل قانـون الغاز المثـالي العلاقة بين (الحجم، الضغط، درجـة الحـرارة المطلقـة، عـدد المـولات) ويسـمى أيضاً بالقانـون العـام للغـازات، وهـو نـاتـج مـن القوانيـن الأربعـة السـابقة بربطهـا مـع بعضهـا بقانـون واحد وكمـا يلـي:

ث = ح × ض .....(1) قانون بويل ، $K = P \times V$

ث = $\frac{ح}{ط}$ .....(2) قانون شارل ، $K = \frac{V}{T}$

ث = $\frac{ض}{ط}$ ...(3) قانون غي –لوساك ، $K = \frac{P}{T}$

ث = $\frac{ن}{ط}$ ...... (4) قانون أفوكادرو $K = \frac{V}{n(mol)}$

وبدمج وترتيب هذه القوانين مع بعضها نحصل على العلاقة الآتية:

ح×ض = ن×ر×ط ..... القانون العام للغازات $P V = n R T$

(ر)،(R) هما رمز لثابت التناسب يدعى بثابت الغاز المثالي ويمكن إيجاده من خلال العلاقة:

ر = $\frac{ح \times ض}{ن \times ط}$ ، $R = \frac{P \times V}{n(mol)T}$

وعند أَخذ (1مول) من أيّ غاز في الظروف القياسية (ظ.ق) فان حجمه = 22.4 لتر، ودرجة حرارته = 273 ط، وضغطه = 1 جو لذلك تكون قيمة (ر) له.

ر = $\frac{22.4 \text{ لتر} \times 1 \text{ جو}}{1 \text{ مول} \times 273 \text{ مطلقة}}$ = 0.082 $\frac{\text{لتر . جو}}{\text{مول . مطلقة}}$

مثال 9-3 احسب الضغط المسلط بواسطة (0.2 مول) من غاز موضوع في دورق حجمه (1.2 لتر) عند درجة حرارة (27 مْ).

الحل

(ط) = (مْ) + 273

ط = 27 + 273 = 300 مطلقة

نكتب قانون الغاز المثالي ح × ض = ن × ر × ط

$$ض = \frac{ن \times ر \times ط}{ح} \Longleftarrow ض = \frac{0.2 \times 0.082 \times 300}{1.2} = 4.1 \text{ جو}$$

الظروف القياسية (ظ.ق):

هي الظروف التي تكون فيها الغازات تحت ضغط جوي (1 جو) ودرجة حرارة (0 مْ) أي 273 مطلقة.

مثال 10-3 احسب حجم مول واحد من أيِّ غاز عند الظروف القياسية (ظ.ق)؟

الحل

(ظ.ق) تعني ض = 1 جو و ط = 273 مطلقة

الحجم = ؟ ن= 1 مول

نستخدم قانون الغاز المثالي: ح × ض = ن × ر × ط

$$ح = \frac{ن \times ر \times ط}{ض} = \frac{1 \times 0.082 \times 273}{1} = 22.4 \text{ لتر}$$

وتسمى هذه القيمة **بالحجم المولي**، والذي يعرف بأنّه الحجم الذي يحتله مول واحد من أيِّ غاز عند (ظ.ق) وقيمته (22.4 لتر/ مول).

$$\text{بما أنّ المول (ن)} = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية غم/مول}}$$

وبالتعويض بالمعادلة العامة للغازات نحصل على:

$$ض \times ح = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} \times ر \times ط$$

أو $\text{ض} \times \text{الكتلة المولية} = \dfrac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}} \times \text{ر} \times \text{ط}$

وتّعرف الكثافة بأنّها كتلة وحدة الحجوم ويرمز للكثافة (كث)

$$\text{كث} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}}$$

وعند تعويض هذه القيمة بالمعادلة الأخيرة نحصل على:

$$\text{ض} \times \text{الكتلة المولية} = \text{كث} \times \text{ر} \times \text{ط}$$

ويمكن ترتيب معادلة الكثافة بالشكل الآتي:

$$\text{كث} = \frac{\text{ض} \times \text{الكتلة المولية}}{\text{ر} \times \text{ط}}$$

وحدة قياس كثافة الغاز (غم/لتر).

مثال

11-3 احسب كثافة غاز الأوكسجين إذا كان الضغط 0.9 جو ودرجة حرارة 67 مْ ؟

الحل

نحتاج الكتلة المولية لغاز الأوكسجين(O_2) = $2 \times 16 = 32$ غم/مول

درجة الحرارة المطلقة (ط) = $67+273= 340$ مطلقة

$$\text{كث} = \frac{\text{ض} \times \text{الكتلة المولية}}{\text{ر} \times \text{ط}} \Longrightarrow \text{كث} = \frac{0.9 \times 32}{0.082 \times 340}$$

كث = 1.03 غم/لتر

نشاط

1.احسب الحجم الذي يشغله (0.8 مول) من غاز النيتروجين N_2 عند ضغط (1.4 جو) ودرجة حرارة (47 مْ)؟

2.عيّنة من غاز حجمها (0.5 لتر)، احسب عدد مولاتها عند (ظ . ق)؟

3.احسب كثافة غاز السيلان SiH_4 في درجة حرارة (27 مْ)، وضغط (0.25) جو؟ علماً أنّ الكتلة الذرية (Si = 28 , H = 1).

الدرس الخامس

قانون دالتون للضغوط الجزيئية

الأهداف

1. أن يعرّف كلّا من: (قانون دالتون للضغوط الجزيئية، الكسر المولي).
2. أن يكتب العلاقة بين الكسر المولي والضغط الكلي والضغط الجزيئي.

عدد الحصص 2

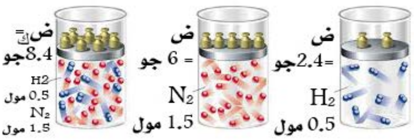
ينص قانون دالتون على أنّ: **(الضغط الكلي المسلط من قبل خليط من الغازات يكون مساوياً لمجموع ضغوط الغازات المكونة لهذا الخليط شريطة أن لا يحدث تفاعل بين الغازات المختلطة).**

ض$_{ك}$ = ض$_1$ + ض$_2$ + ض$_3$.....إلخ

$P_T = P_1 + P_2 + P_3....$

ض$_{ك}$(P_T) = الضغط الكلي للغازات.

ض(P) = الضغط الجزئي للغاز.



شكل 3-4
يوضح الضغوط الجزيئية

مثال

12-3 خليط يتكون من غاز النيتروجين بضغط (2 جو) وغاز الهيدروجين بضغط (1 جو) وغاز الأوكسجين بضغط (3 جو)، احسب الضغط الكلي لهذا الخليط؟

الحل

ض$_{ك}$ = ض$_1$ + ض$_2$ + ض$_3$= 2 + 1 + 3 = 6 جو.

الكسر المولي (X): **(هو النسبة بين مولات أحد الغازات إلى مجموع المولات الكلية للخليط).**

ويمكن كتابة قانون الكسر المولي مع ملاحظة أن يكون مجموع الكسور المولية يساوي واحد وكما يلي:

الكسر المولي للغاز (X) = $\frac{\text{ن غاز}}{\text{ن ك}}$ ، $(X) = \frac{n}{n_T}$

ن غاز ، n(mol) = عدد مولات الغاز

ن$_{ك}$ ، n_T(mol) = عدد المولات الكلية للغازات.

ن$_{ك}$ = ن$_1$ + ن$_2$ + ن$_3$.....إلخ

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3$$

العلاقة بين الكسر المولي والضغط الكلي والضغط الجزئي:

ض غاز = ض$_{ك}$ × الكسر المولي للغاز ، $P = P_T \times X$

مثال 13-3

خليط غازي ضغطه الكلي (600 ملم.ز)، بدرجة حرارة معينة والكسر المولي لأحد غازات الخليط (1/3)، فما الضغط الجزئي لهذا الغاز؟

الحل

ض غاز = ض$_{ك}$ × الكسر المولي للغاز

ض غاز = $600 \times \frac{1}{3} = 200$ ملم.ز

مثال 14-3

خليط يحتوي على (0.1 مول) من غاز الهيدروجين مع (0.2 مول) من غاز الأوكسجين و (0.3 مول) من غاز النيتروجين في إناء حجمه لتر واحد وبدرجة حرارة (27 مْ) احسب:

1. الكسر المولي لكل غاز مع التحقق من النتيجة.
2. الضغط الكلي للخليط.
3. الضغط الجزئي لكل غاز مع التحقق من النتيجة.

الحل

1. نجد عدد المولات الكلية.

ن$_{ك}$ = ن$_1$ + ن$_2$ + ن$_3$

= 0.1 + 0.2 + 0.3 = 0.6 مول

الكسر المولي للغاز (X) = $\frac{\text{(ن غاز)}}{\text{(ن}_{ك}\text{)}}$

الكسر المولي للهيدروجين (X) = $\frac{\text{(ن الهيدروجين)}}{\text{(ن}_{ك}\text{)}} = \frac{0.1}{0.6} = \frac{1}{6}$

الكسر المولي للأوكسجين (X) = $\frac{\text{(ن الأوكسجين)}}{\text{(ن}_{ك}\text{)}} = \frac{0.2}{0.6} = \frac{2}{6}$

الكسر المولي للنتروجين (X) = $\frac{\text{(ن النتروجين)}}{\text{(ن}_{\text{ك}}\text{)}} = \frac{0.3}{0.6} = \frac{3}{6}$

والتحقق من الناتج يجب ان يكون مجموع الكسور المولية للغازات يساوي واحد

$$\frac{1}{6} + \frac{2}{6} + \frac{3}{6} = \frac{6}{6} = 1$$

2. نجد الضغط الكلي من القانون العام للغازات.

$$\text{ح} \times \text{ض}_{\text{ك}} = \text{ن}_{\text{ك}} \times \text{ر} \times \text{ط}$$

$$1 \times \text{ض}_{\text{ك}} = 0.6 \times 0.082 \times (273+27)$$

$$\text{ض}_{\text{ك}} = 14.76 \text{ جو}$$

3. نجد الضغط الجزئي للغازات.

$$\text{ض غاز} = \text{ض}_{\text{ك}} \times \text{الكسر المولي للغاز}$$

$$\text{ض}H_2 = 14.76 \text{ جو} \times \frac{1}{6} = 2.76 \text{ جو}$$

$$\text{ض}O_2 = 14.76 \text{ جو} \times \frac{2}{6} = 4.92 \text{ جو}$$

$$\text{ض}N_2 = 14.76 \text{ جو} \times \frac{3}{6} = 7.38 \text{ جو}$$

تحقيق:

$$\text{ض}_{\text{ك}} = \text{ض}_1 + \text{ض}_2 + \text{ض}_3$$

$$\text{ض}_{\text{ك}} = 2.46 + 4.92 + 7.38 = 14.76 \text{ جو}$$

نشاط

وعاء حجمه (2 لتر) يحتوي على (0.2 مول) من غاز الميثان مع (0.3 مول) من غاز الإيثان بدرجة حرارة (47 مْ)، جد الكسر المولي لكل غاز، والضغط الجزئي لغاز الميثان؟

الدرس السادس

قانون الانتشار لكراهام

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يشرح قانون الانتشار لكراهام.
2. أن يكتب العلاقة بين (السرعة والكثافة والزمن والكتلة المولية) للغازات مع بعضها.

لاحظ كراهام أنّ (سرعة انتشار الغازات النافذة من ثقوب صغيرة تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للكثافة والجذر التربيعي للكتل المولية وزمن انتشار هذه الغازات). ويمكن كتابة العلاقة بين السرعة والكثافة والكتلة المولية والزمن كما يلي:

$$\frac{\text{س}_1}{\text{س}_2} = \sqrt{\frac{\text{كث}_2}{\text{كث}_1}} = \sqrt{\frac{\text{كتلة مولية}_2}{\text{كتلة مولية}_1}} = \frac{\text{ز}_2}{\text{ز}_1}$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\rho_2}{\rho_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \frac{t_2}{t_1}$$

س(r)= سرعة انتشار الغاز وتقاس بوحدة (مل/ثا).
كث(ρ) = كثافة الغاز وتقاس بوحدة (غم/لتر).
الكتلة المولية(M) = تقاس بوحدة (غم/مول).
ز(t) = زمن انتشار الغاز وتقاس بوحدة (ثا).

يتناسب الزمن طردياً مع الكثافة والكتلة المولية لنفس الغاز.

مثال 15-3

سرعة انتشار غاز الأوكسجين خلال حاجز مسامي (8 مل/ثا)، فما سرعة انتشار غاز الهيدروجين خلال الحاجز نفسه وتحت الظروف نفسها؟

الحل

سO_2 = (8 مل/ثا)، الكتلة المولية O_2 = (2×16) = 32 غم/مول

سH_2 = ؟ ، الكتلة المولية H_2 = (2×1) = 2غم/ مول

$$\frac{\text{س}_1}{\text{س}_2} = \sqrt{\frac{\text{كتلة مولية}_2}{\text{كتلة مولية}_1}} \Longleftarrow \frac{8}{\text{س}_{H_2}} = \sqrt{\frac{2}{32}}$$

سرعةH_2 = 8 × 4 = 32 مل / ثا

مثال 16-3

تنتشر عيّنة من غاز خلال ثقب في (10 ثا) وينتشر غاز آخر خلال الثقب نفسه وبنفس الظروف في (40 ثا)، احسب سرعة انتشار الغاز الأول إذا علمت أنّ سرعة انتشار الغاز الثاني (2 مل / ثا)؟

الحل

ز$_1$ = 10 ثا ، س$_1$ = ؟

ز$_2$ = 40 ثا ، س$_2$ = 2 مل/ ثا

$$\frac{\text{س}_1}{\text{س}_2} = \frac{\text{ز}_2}{\text{ز}_1} \Longleftarrow \frac{\text{س}_1}{2} = \frac{40}{10}$$

س$_1$ = 2 × 4 = 8 مل / ثا

نشاط

تنتشر عيّنة من غاز كثافته (16 غم / لتر) خلال حاجز مسامي بزمن مقداره (16 ثا)، جد كثافة غاز آخر ينتشر خلال الحاجز نفسه بزمن مقداره (4 ثا)؟

الدرس السابع

تسييل الغازات

الأهداف

1. أن يعرّف الطالب (الإسالة، درجة الحرارة الحرجة، الضغط الحرج، الحجم الحرج).
2. أن يوضح الطالب كيفية تسييل الغازات بوجود درجة الحرارة والضغط الحرجين.

من خلال مفاهيم النظرية الحركية للغازات نتعرف على أنَّ جزيئات الغاز تكون بحالة حركة عشوائية، وعند زيادة درجة الحرارة وانخفاض الضغط تبدأ جزيئات الغاز بالحركة بحرية تامة، ولا تتأثر بالجزيئات الأُخرى، أمّا عند خفض درجة الحرارة فإنَّ الطاقة الحركية لجزيئات الغاز تقل وتصبح حركة الجزيئات بطيئة، وفي حالة الوصول إلى درجة حرارية منخفضةٍ كافية وزيادة في الضغط فإنَّ جزيئات الغاز تقترب من بعضها أكثر فأكثر ويتحول الغاز إلى سائل وتسمى هذه العملية بـ (الإسالة).

وتدعى درجة الحرارة والضغط الّذان يتحول عندهما الغاز إلى سائل بدرجة الحرارة الحرجة والضغط الحرج.

ويمكن تعريف درجة الحرارة الحرجة على أنّها تلك الدرجة الحرارية التي لا يمكن تحويل غاز درجة حرارته أعلى منها إلى سائل مهما زاد الضغط المسلط عليه، أمّا الضغط الحرج فيمكن تعريفه بأنّه الضغط اللازم تسليطه على غاز في درجة الحرارة الحرجة لكي يتحول إلى سائل، فضلاً عن ذلك يوجد تعبير آخر يسمى الحجم الحرج، والذي يعرف بأنّه حجم مول واحد من الغاز في الدرجة الحرارية الحرجة والضغط الحرج.

نشاط

1. اكتب عن تسييل الغازات وما تأثير درجة الحرارة والضغط عليها؟
2. ما المقصود بالضغط الحرج ودرجة الحرارة الحرجة والحجم الحرج؟

الدرس الثامن

عدد الحصص 2

أسئلة الوحدة الثالثة

س1 /عرف المصطلحات الآتية:
(قانون بويل، الكسر المولي، قانون دالتون للضغوط الجزيئية، قانون شارل).

س2/غاز أحادي أوكسيد الكاربون في بالون حجمه (1 لتر) بدرجة حرارة (37 مْ)، ما حجم البالون عند وضعه في حوض ماء بارد درجة حرارته (−5 مْ)؟

س3 /وضع غاز في إسطوانة مع مكبس بحجم ابتدائي (100 مليلتر) ودرجة حرارة(37 مْ) وعند تسخين إلى (137 مْ)، ما الحجم الذي سيشغله هذا الغاز في هذه الدرجة؟

س4 /رجل يريد السفر من ولاية نينوى إلى ولاية الخير، قام بقياس ضغط الهواء في إطار سيارته فوجد أنّه يبلغ (2 جو) ودرجة حرارته (20 مْ) وعند وصوله إلى ولاية الخير أصبحت درجة الحرارة داخل الإطار (37 مْ) ما ضغط الهواء داخل الإطار؟

س5 /تحتوي علبة ملطف جو على غازات تحت ضغط (4.5 جو) وعند درجة حرارة (17 مْ) فإذا تركت هذه العلبةعلى الرمل في جو حار ارتفع ضغط الغازات داخل العلبة إلى (5 جو)، ما درجة حرارة الرمل؟

س6 /خليط من الغازات يحتوي على (0.1 مول) من (CH_4) و (0.5 مول) من (C_2H_6) و (0.4 مول) من (C_3H_8)، فإذا علمت أنَّ الضغط الكلي للخليط (1.5 جو)، احسب الكسر المولي والضغط الجزئي لكل غاز؟

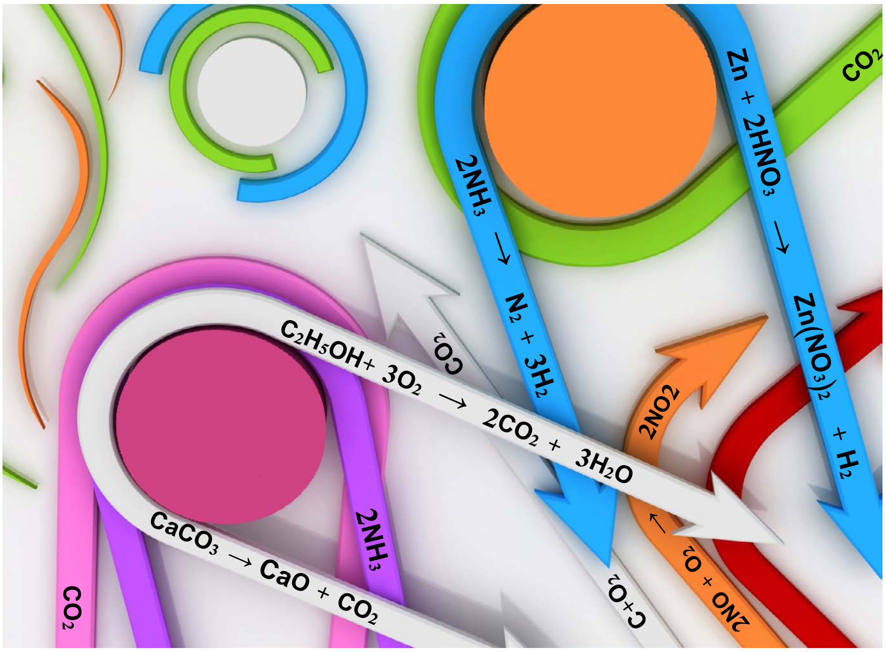
س7 /ما الكتلة المولية لعيّنة غاز كتلتها (1.25 غم) وحجمها (1 لتر) تحت ضغط (0.9 جو) ودرجة حرارة (27 مْ)؟

س8 /احسب كثافة غاز النيتروجين N_2 بوحدة (غم/لتر) في درجة حرارة (400 مطلقة) وضغط (5 جو)؟

س9 /ما كتلة غاز الكلور Cl_2 بالغرامات موجودة في خزان حجمه (10 لتر) عند درجة حرارة (27 مْ) وتحت ضغط (3 جو)، علماً أنَّ الكتلة المولية لغاز الكلور (71 غم / مول)؟

الوحدة الرابعة

المعادلات والحسابات في التفاعلات الكيميائية



الأهداف التعليمية للوحدة:

1. إكساب مفهوم المعادلة الكيميائية ومدلولها.
2. تفسير المعلومات التي تعطيها المعادلة الكيميائية الموزونة.
3. توضيح كيفية حساب عدد المولات باستخدام المعادلة الكيميائية.
4. تحليل النسب المئوية للناتج.

- المعادلة الكيميائية ومدلولها.
- المعلومات التي تعطيها المعادلة الكيميائية الموزونة.
- الحسابات باستخدام المعادلة الكيميائية.
- النسب المئوية للناتج.
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

المعادلة الكيميائية ومدلولها

الأهداف

1. أن يعرّف المعادلة الكيميائية.
2. أن يوضح كيفية كتابة المعادلة الكيميائية بالرموز والصيغ الكيميائية.
3. أن يبين أهمية المعادلة الكيميائية في علم الكيمياء.

المعادلة الكيميائية هي تعبير بالرموز والصيغ الكيميائية تعطي وصفاً صحيحاً ونسبياً ومختصراً لبعض الحقائق العلمية لأَيّ تغيير أو تفاعل كيميائي يشمل مادة أو أكثر.

إنّ للمعادلة الكيميائية أهمية كبيرة في دراسة تطبيقات علوم الكيمياء، لأنّها تحدد النِسب التي تتفاعل بها المواد لتكّون النواتج، وكذلك نستطيع حساب عدد الذرات أو الجزيئات للمواد المتفاعلة أو الناتجة من التفاعل ويمكن الإشارة إلى أهم الرموز المبينة لحالات المادة في المعادلة:

جدول 4-1 الرموز المستخدمة في كتابة المعادلة الكيميائية

الرمز	استخدامه
(S)	للدلالة على المادة الصلبة وهو مختصر لكلمة Solid
(l)	للدلالة على المادة السائلة وهو مختصر لكلمة Liquid
(g)	للدلالة على المادة الغازية وهو مختصر لكلمة gas
(aq)	للدلالة على المحلول المائي وهو مختصر لكلمة aqueous

مثلاً عند التسخين الشديد لحجر الكلس (كاربونات الكالسيوم) في فرن مغلق فإنَّها تتفكك إلى أوكسيد الكالسيوم وغاز ثنائي أوكسيد الكاربون، ويمكن التعبير عن هذا التفاعل بشكل مختصر وكما يلي:

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

إنّ المعادلة أعلاه توضح ما يلي:

1. تفكك جزيئة من كاربونات الكالسيوم الصلب لتعطينا جزيئة من أوكسيد الكالسيوم الصلب وجزيئة من غاز ثنائي أوكسيد الكاربون.
2. يمكننا القول أنّ مولاً واحداً من $CaCO_3$ يتفكك ليعطينا مولاً واحداً من CaO ومولاً واحداً من CO_2.

نشاط

اذكر أهم المعلومات التي تشير إليها المعادلات الآتية:

$$C_2H_5OH_{(aq)} + 3O_{2\,(g)} \longrightarrow 2CO_{2\,(g)} + 3H_2O_{(g)}$$

$$2Na_2O_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 4NaOH_{(aq)} + O_{2(g)}$$

الدرس الثاني

المعلومات التي تعطيها المعادلة الكيميائية الموزونة

الأهداف

1. أن يذكر الطالب طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة والعدد النسبي للجزيئات والمولات.
2. أن يحسب الطالب النسبة بين كتل المواد وبين حجوم الغازات وبين عدد المولات.

لو أخذنا التفاعل الكيميائي الآتي:

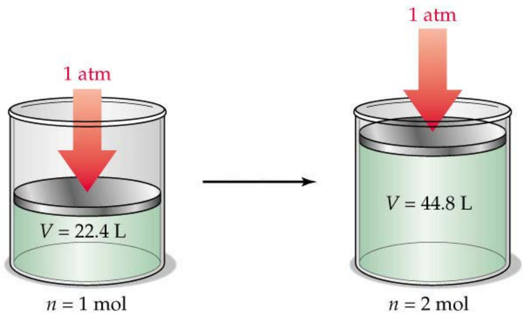
$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$$

فإنَّنا سنحصل من هذه المعادلة الموزونة على المعلومات الآتية:

ت	المواد	أحادي أوكسيد الكاربون CO	الأوكسجين O_2	ثنائي أوكسيد الكاربون CO_2
1	معرفة طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة	غاز	غاز	غاز
2	معرفة العدد النسبي للجزيئات	2 جزيئة	1 جزيئة	2 جزيئة
3	معرفة العدد النسبي للمولات	2 مول	1 مول	2 مول
4	معرفة النسبة بين كتل المواد	56 غم	32 غم	88 غم
5	معرفة النسبة بين حجوم الغازات إذا كانت جميعها مقاسة تحت الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة	2 حجم	1 حجم	2 حجم
6	معرفة النسبة بين حجوم الغازات إذا كانت مقاسة تحت الظروف القياسية (ظ.ق)	44.8 لتر	22.4 لتر	44.8 لتر

يتضح من المعادلة والجدول أعلاه أنّنا نحصل على المعلومات الآتية:

1. معرفة طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة.
2. معرفة العدد النسبي للجزيئات.
3. معرفة العدد النسبي للمولات.
4. معرفة النسبة بين كتل المواد.
5. معرفة النسبة بين حجوم الغازات.



شكل 4-1 يوضح نسبة حجم الغاز مع عدد مولاته

نشاط

لديك المعادلة الآتية:

$$CS_{2(l)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)}$$

ما المعلومات التي نحصل عليها من هذه المعادلة؟

الدرس الثالث

الحسابات باستخدام المعادلة الكيميائية

عدد الحصص 4

الأهداف

1. أن يجد الطالب عدد مولات أَيّ مادة مجهولة إذا كانت عدد مولات مادة أُخرى معلومة ضمن المعادلة الموزونة.
2. أن يحسب الطالب كتلة أيّ مادة مجهولة إذا علمت كتلة مادة متفاعلة أُخرى ضمن المعادلة الموزونة.

من خلال المعادلة الكيميائية يمكن حساب:

أ. عدد المولات:

نستطيع حساب عدد مولات أَيّ مادةٍ في معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة إذا علمنا عدد مولات مادة أخرى في المعادلة، وبالاستفادة من نسبة عدد المولات الموجودة في المعادلة وهي:

$$\frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة من المعادلة}}{\text{عدد مولات المادة المعلومة من المعادلة}}$$

ثم نطبق العلاقة الآتية

$$\text{عدد مولات المادة المجهولة} = \text{عدد مولات المادة المعلومة} \times \frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة من المعادلة}}{\text{عدد مولات المادة المعلومة من المعادلة}}$$

مثـــال

1 - 4 كم مولاً من الأمونيا يجب أن يتفكك ليعطينا (0.3 مول) من غاز الهيدروجين المتحرر وفق التفاعل التالي :

$$2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2$$

الحـــل

1. تكتب المعادلة الموزونة ونثبت المعلومات عليها.

$$2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2$$

2 مول	3 مول
س ؟	0.3 مول

2. تطبيق العلاقة الآتية لإيجاد عدد مولات المادة المجهوله (الأمونيا).

$$\text{عدد مولات الأمونيا (س)} = \text{عدد مولات الهيدروجين} \times \frac{\text{عدد مولات الأمونيا من المعادلة}}{\text{عدد مولات الهيدروجين من المعادلة}}$$

$$\text{عدد مولات الأمونيا (س)} = 0.3 \times \frac{2}{3}$$

عدد مولات الأمونيا (س) = 0.2 مول

ب. الكتلة:

نستطيع حساب كتلة (عدد غرامات) أيّ مادة مجهولة إذا علمتَ كتلة أو عدد مولات مادة أُخرى مشتركة في التفاعل الكيميائي وبالاستفادة من المعلومات التي توفرها لنا المعادلة الكيميائية من خلال العلاقة الآتية:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية}\left(\frac{\text{غم}}{\text{مول}}\right)}$$

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

مثال
2 - 4

احسب كتلة الكرافيت النقي اللازمة لتحرير (22 غم) من غاز ثنائي أوكسيد الكاربون الناتج من حرق الكرافيت بكمية كافية من الأوكسجين وحسب المعادلة الآتية:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)}$$

الحل

نجد عدد مولات المادة المعلومة CO_2 من خلال الخطوات الآتية:

الكتلة المولية لـ CO_2 = $(16\times2)+(12\times1)$

= 44 غم/مول

$$\text{عدد المولات لـ } CO_2 = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية}\left(\frac{\text{غم}}{\text{مول}}\right)}$$

عدد المولات لـ CO_2 = $\frac{22}{44}$ = 0.5 مول

نكتب المعادلة الموزونة ونعتبر كتلة الكرافيت هي (س).

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)}$$

1 مول	1 مول
س	0.5 مول

عدد مولات الكرافيت (C) = عدد مولات CO_2 × $\frac{\text{عدد مولات C من المعادلة}}{\text{عدد مولات } CO_2 \text{ من المعادلة}}$

= 0.5 مول × $\frac{1}{1}$

عدد مولات الكرافيت (C) = 0.5 مول

نجد الكتلة المولية للكرافيت = 1 × 12 = 12 غم/مول.

ولإيجاد كتلة المادة المجهولة (الكرافيت) نستخدم العلاقة الآتية:

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

كتلة الكرافيت = 0.5 مول × 12 غم/مول

= 6 غم

مثال 4 - 3

لديك التفاعل الآتي:

$$Zn_{(s)} + 2HNO_{3(l)} \longrightarrow Zn(NO_3)_{2(s)} + H_{2(g)}$$

احسب كتلة الخارصين اللازمة للتفاعل مع (14 غم) من حامض النتريك ؟

الحل

الكتلة المولية لحامض النتريك HNO_3 = (1×1) + (14×1) + (16×3)

= 63 غم/مول

$$\text{عدد مولات } HNO_3 = \frac{\text{كتلته (غم)}}{\text{كتلته المولية}\left(\frac{\text{غم}}{\text{مول}}\right)}$$

$$= \frac{14}{63}$$

$= 0.22$ مول

نكتب المعادلة الكيميائية الموزونة ونثبت المعلومات عليها:

$$Zn + 2HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2$$

1 مول   2 مول

س ؟   0.22 مول

نحسب عدد مولات الخارصين المجهولة بالاستفادة من المعادلة الموزونة وعدد مولات حامض النتريك المحسوبة أَعلاه.

$$\text{عدد مولات الخارصين} = \text{عدد مولات حامض النتريك} \times \frac{\text{عدد مولات الخارصين من المعادلة}}{\text{عدد مولات حامض النتريك من المعادلة}}$$

$$= 0.22 \times \frac{1}{2}$$

$= 0.11$ مول

ولحساب كتلة الخارصين نستخدم العلاقة الآتية :

كتلة الخارصين = عدد مولاته × كتلته الذرية

$= 0.11 \times 65$

$= 7.15$ غم (كتلة الخارصين).

ج. الحجم:

يمكن حساب حجم أَيّ مادة غازية متفاعلة أو متحررة لأيّ تفاعل كيميائي إذا عُلم حجم أيّ مادة غازية أُخرى مشتركة في هذا التفاعل وبالاعتماد على المعلومات التي توفرها المعادلة الكيميائية الموزونة.

مع الأخذ بنظر الاعتبار المعلومات الآتية:

1. حجم المول الواحد من أيّ غاز في (ظ.ق) يساوي 22.4 لتر.
2. يمكن إيجاد حجم الغاز في ظروف غير قياسية باستخدام القانون العام للغازات (ح × ض = ن × ر × ط).
3. نستخدم العلاقة الآتية في إيجاد حجم الغاز إذا كان عدد مولاته لا يساوي مولاً واحداً في الظروف القياسية (ظ.ق).

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{ح لتر}}{\text{22.4 لتر / مول}} \quad ، \quad n(mol) = \frac{V(L)}{22.4\ L/mol}$$

$$\text{ح لتر} = \text{عدد المولات} \times 22.4 \quad ، \quad V(L) = n(mol) \times 22.4\ L/mol$$

مثال 4 - 4

يتحد 11200 مل من غاز النتروجين مع غاز الهيدروجين لتكوين غاز الأمونيا كما في المعادلة الآتية: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
احسب حجم غاز الأمونيا الناتج من التفاعل في (ظ.ق)؟

الحل

نجد عدد مولات النتروجين لاستخدامها في إيجاد القيمة المجهولة (الأمونيا):

$$\text{ح لتر} = \frac{11200}{1000} = 11.2 \text{ لتر}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{ح لتر}}{22.4}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{11.2}{22.4} = 0.5 \text{ مول } (N_2)$$

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

1 مول	2 مول
0.5 مول	س مول

$$\text{عدد مولات الأمونيا}(NH_3) = \text{عدد مولات النتروجين}(N_2) \times \frac{\text{عدد مولات الأمونيا } (NH_3) \text{ من المعادلة}}{\text{عدد مولات النتروجين } (N_2) \text{ من المعادلة}}$$

= 0.5 مول × $\frac{2}{1}$ = 1 مول (عدد مولات الأمونيا)

ح لتر = عدد المولات × 22.4

ح الأمونيا = 1 مول × 22.4 لتر/ مول

= 22.4 لتر حجم غاز الأمونيا الناتجة في ظ.ق.

مثال

4 - 5 احسب حجم غاز NO_2 الناتج من تفاعل (20 لتر) من غاز O_2 مع كمية من غاز NO، إذا علمت أنّ التفاعل تم في الظروف القياسية:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

الحل

$$\text{حجم غاز } (NO_2) \text{ في ظ.ق} = \frac{22.4 \times 2}{22.4 \times 1} \times 20 = 40 \text{ لتر}$$

نشاط

1. احسب عدد مولات H_2O اللازمة لتكوين (0.1 مول) من NaOH وفق المعادلة الآتية:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

2. لديك التفاعل الغازي الآتي: $C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{6(g)}$

احسب حجم الهيدروجين المتفاعل مع (4 مول) من غاز الإثيلين في (ظ.ق)؟

الدرس الرابع

النسب المئوية للناتج

الأهداف

1. أن يعلل الطالب اسباب كون الناتج الفعلي أقل دائما من الناتج النظري في حساب الكتلة الناتجة.
2. أن يكتب الطالب القانون الخاص بحساب النسبة المئوية للناتج.

لقد تعلمنا من دراستنا لهذا الفصل أنّه يمكننا حساب كتلة المادة الناتجة من تفاعل معين إذا علمنا كتلة أيّ مادة أخرى متفاعلة في التفاعل نفسه، وذلك بالاستفادة من المعلومات التي نحصل عليها من المعادلة الكيميائية. إنَّ كتلة المادة الناتجة المحسوبة بهذه الطريقة تسمى بالناتج النظري.

أمّا إذا أجرينا التفاعل نفسه عملياً وحسبنا كتلة المادة الناتجة باستخدام الميزان، فإنّ الكتلة الناتجة تسمى الكتلة الفعلية (الكتلة المحسوبة عملياً).
ونلاحظ دائماً أنّ الناتج الفعلي هو أقل من الناتج النظري لأسباب عديدة منها:

1. عدم اكتمال التفاعل (عدم تحوّل كل المواد المتفاعلة إلى نواتج).
2. استعمال مواد غير نقية أو أدوات مختبرية غير نظيفة تؤدي إلى حصول تفاعلات جانبية.
3. عدم الدقة في العمل والقياسات.
4. ضياع قسم من المواد الناتجة أثناء العمل كالترشيح والتجفيف والوزن وغير ذلك.

لذلك يمكن إيجاد النسبة المئوية للناتج باستخدام القانون الآتي:

$$\text{النسبة المئوية للناتج} = \frac{\text{كتلة المادة المحسوبة عملياً}}{\text{كتلة المادة المحسوبة نظرياً}} \times 100\ \%$$

مثال 4 - 6

لديك التفاعل الآتي: $2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2AlCl_{3(s)}$
احسب النسبة المئوية لكلوريد الألمنيوم الذي ينتج من تفاعل (2 مول) من Al إذا كانت الكتلة المحسوبة عملياً تساوي(200غم) علماً أنَّ الكتلة المولية لكلوريد الألمنيوم تساوي (133.5غم/مول).

الحل

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2AlCl_{3(s)}$$

2 مول   2 مول

س ؟   2 مول

عدد مولات المادة المجهولة = عدد مولات المادة المعلومة × $\frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة من المعادلة}}{\text{عدد مولات المادة المعلومة من المعادلة}}$

عدد مولات كلوريد الألمنيوم (س) = 2 مول × $\frac{\text{2 مول}}{\text{2 مول}}$

= 2 مول

كتلة $AlCl_3$ الناتجة = عدد مولاته × كتلته المولية

= 2× 133.5

= 267 غم

النسبة المئوية للناتج = $\frac{\text{كتلة المادة المحسوبة عملياً}}{\text{كتلة المادة المحسوبة نظرياً}}$ × 100%

= $\frac{\text{200 غم}}{\text{267غم}}$ × 100%

= 74.9%

نشاط

احسب النسبة المئوية للهيدروجين الناتج من تفاعل (1 مول) من عنصر الحديد مع كمية كافية من حامض الهيدروكلوريك وفق المعادلة التالية:

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(s)} + H_{2(g)}$$

إذا علمت أنَّ الناتج الفعلي لغاز الهيدروجين يساوي (3 غم).

س1 / لديك التفاعل الآتي : $2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$

أ. احسب عدد مولات الأوكسجين اللازمة للتفاعل مع (4 مول) من كبريتيد الخارصين.
ب. ما عدد مولات ثنائي أوكسيد الكبريت الناتجة من تفاعل (46 غم) من الأوكسجين؟
ت. كم غراماً من أوكسيد الخارصين ينتج من تفاعل (97 غم) من كبريتيد الخارصين مع كمية كافية من الأوكسجين.

س2/ تتفكك كلورات البوتاسيوم بالتسخين وفق المعادلة الآتية:
$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$
أ. احسب عدد مولات الأوكسجين الناتجة من تفكك (4 مول) من كلورات البوتاسيوم؟
ب. احسب كتلة كلوريد البوتاسيوم الناتجة من تفكك (245غم) من كلورات البوتاسيوم؟

س3/ يتفاعل الألمنيوم مع حامض الكبريتيك لإنتاج كبريتات الألمنيوم وفق المعادلة الآتية:
$2Al_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{\Delta} Al_2(SO_4)_{3(s)} + 3H_{2(g)}$

احسب عدد مولات كبريتات الألمنيوم الناتجة من تفاعل (54 غم) من الألمنيوم مع كمية كافية من حامض الكبريتيك؟

س4 / يحّضر غاز الأمونيا من تفاعل غازي الهيدروجين والنيتروجين وفق المعادلة الآتية في (ظ.ق):
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
احسب :
أ– حجم غاز الأمونيا المتحرر من تفاعل (0.2 مول) من غاز النيتروجين.
ب– ما حجم غاز الهيدروجين اللازم لتحرير (20 لتر) من غاز الأمونيا؟

س5 / لديك التفاعل الآتي: $C_2H_{6(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + C_2H_{4(g)}$ ، ما حجم غاز الإيثان C_2H_6 المتحررمن تفاعل (2 مول) من غاز الأثيلين C_2H_4 مع كمية كافية من غاز الهيدروجين بدرجة حرارة (50 مْ) وضغط (10 جو) ؟

س6 / احسب النسبة المئوية لغاز الهيدروجين الناتج من تفاعل (56 غم) من الكادميوم مع كمية كافية من حامض الهيدروكلوريك المخفف وحسب التفاعل الآتي:

$$Cd_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CdCl_{2(s)} + H_{2(g)}$$

إذا علمت أنّ الناتج الفعلي لغاز الهيدروجين هو (1.2 غم).

س7 / تفكك 10 غم من كربونات الكالسيوم كما في المعادلة الآتية :

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

احسب : أ – كتلة أوكسيد الكالسيوم ؟

ب– حجم غاز ثنائي أوكسيد الكاربون في (ظ . ق) ؟

س8/ لديك التفاعل الآتي: $MgCl_2 + 2AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2AgCl$

احسب كتلة كلوريد الفضة الناتجة من تفاعل (47.5 غم) من كلوريدالمغنيسيوم مع كمية كافية من نترات الفضة؟

س9/ ما حجم NO_2 الذي ينتج من تفاعل (17 لتر) من غاز الأوكسجين مع كمية كافية من غاز NO في الظروف القياسية.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

الوحدة الخامسة

المحاليل



الأهداف التعليمية للوحدة:

1. إكساب المفاهيم الكيميائية الآتية (المحلول، قابلية الذوبان، تركيز المحلول، المولارية).
2. تصنيف المحاليل إلى أنواع عديدة.
3. توضيح كيفية حساب تركيز المحلول.
4. التعرف على المحلول الحقيقي والغروي والعالق.
5. التعرف على تأثير المذاب على بعض صفات المذيب.

- المحاليل.
- أنواع المحاليل.
- قابلية الذوبان.
- تركيز المحلول.
- المولارية.
- المحلول الحقيقي والغروي والعالق.
- تأثير المذاب على بعض صفات المذيب
- أسئلة الوحدة.

الدرس الأول

المحاليل

الأهداف

1. أنّ يعرّف المفاهيم الآتية (المحلول، المذاب، المذيب).
2. أنّ يصنف حالات المحاليل.

تعد المحاليل ذات أهمية بالغة في علم الكيمياء، إذ أنّ السائلة منها بصفة خاصة تكون هي الوسط المألوف غالباً بالنسبة للتفاعلات الكيميائية، حيث تساعد على التداخل بين المواد المتفاعلة لتسهل حدوث التفاعل الكيميائي.

المحلول :

خليط متجانس مكون من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي تسمى المادة الأقل كمية في المحلول بالمذاب وتسمى المادة الأكبر كمية في المحلول بالمذيب ويمكن تمثيل ذلك كالآتي:

محلول = (مذاب + مذيب)

حالات المحاليل :

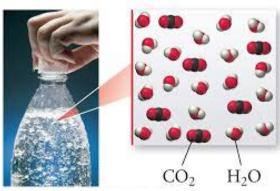
تصنف المحاليل حسب نوع المذيب إلى ثلاث حالات أهمها وأكثرها شيوعاً هي المحاليل السائلة أيّ عندما يكون المذيب سائل، ويمكن تحضير هذه المحاليل بإذابة مادة صلبة في سائل مثل إذابة ملح الطعام في الماء لنحصل على محلول ملح الطعام أو إذابة سائل في سائل مثل الكحول المذاب في الماء أو إذابة غاز في سائل كإذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء لينتج محلول حامض الهيدروكلوريك.



شكل 5-1
أذابة سائل في سائل



شكل 5-2
أذابة صلب في سائل



شكل 5-3
أذابة غاز في سائل

أما الحالة الثانية هي المحاليل الغازية مثل إذابة غاز في غاز كالهواء الجوي والحالة الثالثة هي المحاليل الصلبة كإذابة صلب في صلب مثل السبائك المختلفة وأهمها النقود المعدنية وسبائك الذهب.

نشاط

اذكر أمثلة أخرى لحالات المحاليل الموجودة في حياتنا اليومية.

الدرس الثاني

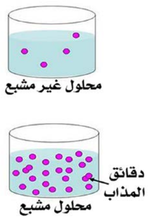
أنواع المحـــــاليل

الأهداف

1. أن يشرح أَنواع المحاليل.
2. أن يعطي مثال لكل نوع من أَنواع المحاليل.

تختلف المحاليل في تسميتها وذلك حسب كمية المذاب والمذيب أو آلية الذوبان فالمحلول الذي يوصف بأنّه مشبع هو المحلول الذي يكون فيه المذيب مشبع بالمذاب أيّ أنَّ المذيب لايستطيع أن يذيب أيّ زياده أُخرى من المذاب عند درجة حرارة وضغط محددين.

أمّا المحلول الفوق المشبع فهو المحلول الذي يكون فيه كمية زائدة من المُذاب ويمكن للمذيب إذابته عند التحريك مثلاً في الظروف الاعتيادية وهذا النوع من المحاليل غير ثابت حيث تترسب الكمية الزائدة من المذاب عند تركه فترة من الزمن ليتحول إلى محلول مشبع، بينما المحلول الغير مشبع هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية اللازمة للتشبع عند درجة الحرارة والضغط المحددين.



شكل 5-4
المحلول المشبع وغير المشبع

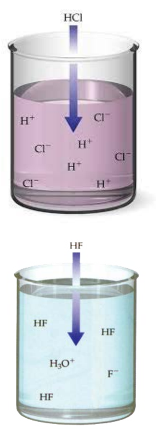
هنالك أنواع أخرى من المحاليل حسب تأينها وهي المحاليل الإلكتروليتية التي تتكون عندما تتأين جزيئات المذاب في المحلول، والمذاب قد يكون إلكتروليتاً قوياً عندما تتأين جزيئاته بشكل تام في المحلول مثل حامض الهيدروكلوريك.

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

وقد يكون المذاب إلكتروليتا ضعيفاً أيّ أنّ جزيئاته تتأين بدرجة غير تامة مثل حامض الهيدروفلوريك (HF) حيث يتفكك (يتأين) بدرجة قليلة جداً في المذيب وتكون أيوناته في حالة توازن مع الجزيئات غير المتأينة.

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

وهناك مركبات جزيئاتها لاتتأين في المذيب مطلقاً تسمى محاليلها بمحاليل غير إلكتروليتية مثل محلول السكر.



شكل 5-5
أيونات المحلول

نشاط

لديك محلول مشبع متكون من السكر (مذاب) والماء (مذيب) بدرجة 70م° قمت بتبريده إلى 10 م° ماذا سيحصل له؟

الدرس الثالث

قابلية الذوبان

الأهداف

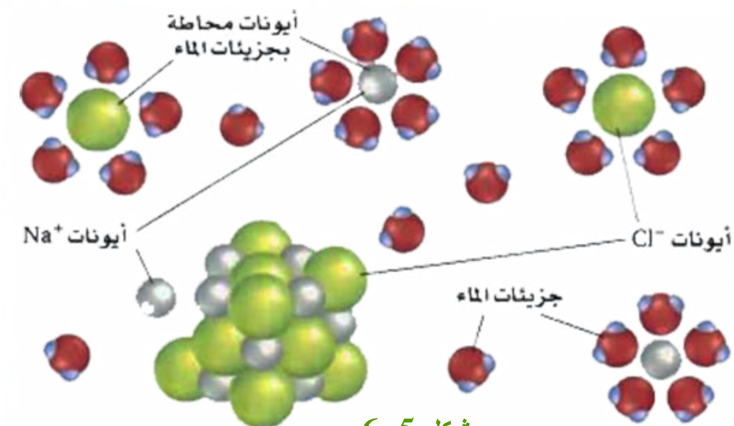
1. أن يعرّف قابليةالذوبان.
2. أن يذكر العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان.

يمكن تعريف قابلية الذوبان بأنّها أكبر كمية من المادة المذابة في حجم ثابت من مذيب معين للحصول على محلول مشبع عند درجة حرارة معلومة (محددة) وتختلف قابلية الذوبان تبعاً لنوعية المُذَاب والمُذيب ودرجة الحرارة والضغط والتي سنذكرها بإيجاز كما يأتي:

1.طبيعة المذاب والمذيب:

عموماً غالبية المذيبات إمّا قطبية أو غير قطبية، والمذيبات القطبية هي مذيبات ثنائية القطب (قطب موجب وقطب سالب) مثل الماء. أمّا المذيبات غير القطبية فهي مذيبات غير مستقطبة مثل رباعي كلوريد الكاربون.

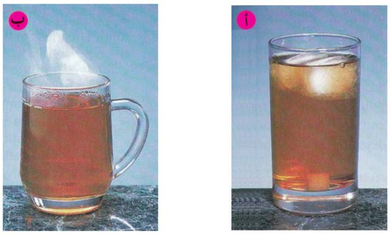
وحسب القاعدة التي تنص على أنّ المذيب يذيب شبيهه، أيّ انَّ المذيب القطبي يذيب المذاب القطبي مثل ذوبان ملح الطعام في الماء، والمذيب غير القطبي يذيب المذاب الغير القطبي مثل ذوبان البنزين في النفط.



شكل 5-6
يوضح آلية ذوبان ملح الطعام في الماء

2. تأثير درجة الحرارة:

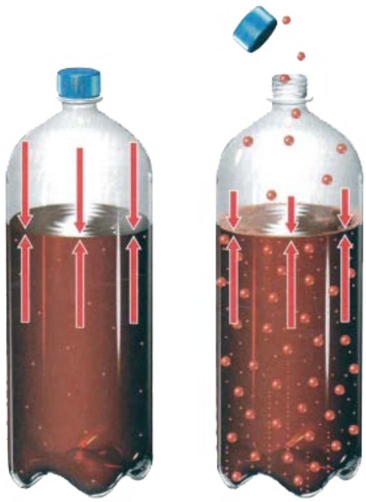
إذا أخذنا قدحين متماثلين يحتوي كل منهما على كمية متساوية من سائل أحدهما ساخن والآخر بارد وأذبنا ملعقة واحدة من السكر في كل منهما نلاحظ أنَّ السكر المذاب في قدح السائل الساخن يذوب بصورة أسرع منه في حالة السكر المذاب في السائل البارد، والسبب في هذا أنّ طاقة حركة جزيئات السائل تزداد عند درجة الحرارة المرتفعة ممّا يزيد احتمالات قوة تصادم جزيئات السائل بسطح بلورات السكر فيساعد على سرعة ذوبانه. أمّا في الغازات فتقل قابلية ذوبأنّها بزيادة درجة الحرارة.



شكل 5−7
تأثير الحرارة على قابلية الذوبان
أ−محلول بارد. ب−محلول ساخن

3. تأثير الضغط :

يمكن أن نلاحظ تأثير الضغط بوضوح في قابلية ذوبان المواد الغازية التي تزداد ذوبانيتها كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق سطح المحلول، فمثلاً في المشروبات الغازية يكون تركيز ثنائي أوكسيد الكاربون CO_2 المذاب في المحلول معتمداً على ضغط CO_2 المسلط على سطح المشروب الغازي وعند فتح غطاء الزجاجة فإنَّ ضغط CO_2 يقل لذا تقل قابلية ذوبانه وتتكون فقاعات CO_2 التي تتصاعد في المشروب الغازي.



شكل 5−8
تأثير الضغط على قابلية الذوبان

نشاط

أعط تفسيراً مناسباً للحالات الآتية:

1. يذوب السكر ببطءٍ في قدح مثلج من الشاي بينما يذوب بسرعة في قدح ساخن من الشاي؟
2. مسحوق السكر يذوب أسرع من حبيبات السكر؟
3. عند فتح غطاء قنينة مشروب غازي يتصاعد غاز CO_2؟

الدرس الرابع

تركيز المحلول

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يعرّف الطالب (تركيز المحلول، المحلول المخفف، المحلول المركز، التركيز بالنسبة المئوية الكتلية).
2. أن يكتب الطالب قانوني النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب.

كما أسلفنا أنّ المحلول يتكون من جزئين رئيسيين هما المذاب والمذيب، وتختلف المحاليل من حيث كميات المذاب والمذيب فيها، وهناك عدة طرق يمكن بواسطتها التعبير عن هذه الكميات وعلاقتها بعضها ببعض، ويعبر عنها عادة بتركيز المحلول، والذي يُعرّف بأنّه كمية المادة المذابة في كمية معينة من المذيب أو المحلول، فمثلاً يستخدم مصطلح (مخفف أو مركز) للتعبير عن كمية المذاب في المذيب فالمحلول الذي يحتوي على كمية قليلة نسبياً من المذاب يعرف بأنّه محلول مخفف، بينما يُعرّف المحلول الذي يحتوي على كمية كبيرة من المذاب بأنّه محلول مركز، كما يمكن تحويل المحلول المركز إلى مخفف بإضافة كمية أكبر من المذيب.



شكل 5-9 توزيع جزيئات المذاب في المحلول المركز والمخفف.

ويمكن أن نعبّر عن تركيز المحلول بعدة طرائق أهمها:

أولاً: التركيز بالنسبة المئوية الكتلية:

وهو عدد وحدات الكتلة من المادة المذابة في 100 وحدة كتلة من المحلول (النسبة الكتلية للمذاب والمذيب) وهي ببساطة عدد غرامات المذاب في مئة غرام من المحلول، فمثلاً 5% كلوريد الصوديوم تعني 5 غرامات من كلوريد الصوديوم في 100غرام من المحلول (5غرام ملح + 95غرام ماء = 100غم محلول) وتحسب النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب كما يلي:

$$\text{النسبة المئوية (\%) الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

وبالطريقة نفسها يمكن حساب النسبة المئوية الكتلية للمذيب :

$$\text{النسبة المئوية (\%) الكتلية للمذيب} = \frac{\text{كتلة المذيب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

مثال 1-5

جد النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب لمحلول مكون من (15.3غم) ملح الطعام مذاب في (155غم) من الماء؟

الحل

كتلة المذاب = 15.3غم، كتلة المذيب = 155غم

كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

= 15.3 + 155 = 170.3 غم

$$\text{النسبة المئوية الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية (\%) الكتلية للمذاب} = \frac{15.3}{170.3} \times 100 = 8.98\ \%$$

$$\text{النسبة المئوية الكتلية للمذيب} = \frac{\text{كتلة المذيب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

$$= \frac{155}{170.3} \times 100 = 91.01\ \%$$

مثال 2-5

نموذج من الخل(حامض الخليك المذاب في الماء) يحتوي على نسبة كتلية مقدارها 5% من حامض الخليك. ما كمية الخل التي نحتاجها لكي نحصل على 20 غم من حامض الخليك؟

الحل

$$\text{النسبة المئوية الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

$$5\% = \frac{20}{\text{كتلة المحلول}} \times 100 \quad \ll \quad \text{كتلة المحلول} = \frac{2000}{5} = 400\ \text{غم}$$

نشاط

1.حضر محلول ملحي من إذابة 10 غم من NaCl في 200 غم من H_2O، ثم اذكر هل المحلول الذي حصلت عليه مشبع أم غير مشبع؟ ثم تحقق من ذلك؟

2. احسب النسبة المئوية الكتلية لكل من حامض الهيدروكلوريك والماء عند تخفيف 10 غم من HCl في 40 غم من الماء؟

الدرس الخامس

المولارية

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يعرّف التركيز المولاري (المولارية).
2. أن يجد عدد غرامات المادة المذابة في المحلول.

ثانيــاً : التركيز المولاري (المولارية): Molarity(M)

هو عدد مولات المادة المذابة في لتر من المحلول، ويعبر عنه بالعلاقة الرياضية الآتية :-

$$\text{التركيز المولاري (المولارية)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر}} \quad , \quad M = \frac{n(mol)}{V(L)}$$

مثــال 3-5

أذيب (0.2 مول) من سكر الكلوكوز في حجم معين من الماء المقطر ثم أكمل الحجم بالماء المقطر إلى (1 لتر). احسب مولارية المحلول؟

الحــل

$$\text{التركيز المولاري (المولارية)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$= \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ مول/لتر}$$

مثــال 4-5

احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم NaOH المذاب في حجم 500 مل إذا علمت أنَّ تركيزها المولاري 0.1 مولاري.

الحــل

$$\text{الحجم باللتر} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{التركيز المولاري (المولارية)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$0.1 = \frac{ن}{0.5}$$

ن= $0.1 \times 0.5 = 0.05$ مول عدد مولات NaOH

مثـــال

5-5 احسب كمية الغرامات المذابة من كاربونات الكالسيوم $CaCO_3$ في 0.2 لتر من الماء المقطر ليكون تركيزه 0.4 مول/لتر.

الحــل

$$\text{التركيز المولاري (المولارية)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (مول)}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$0.4 = \frac{ن}{0.2}$$

ن = $0.4 \times 0.2 = 0.08$ مول عدد مولات $CaCO_3$

$$\text{عدد المولات (ن)} = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية } (\frac{\text{غم}}{\text{مول}})}$$

الكتلة المولية ($CaCO_3$) = $1\times40+1\times12+3\times16= 100$ غم/مول

$$0.08 = \frac{\text{الكتلة (غم)}}{100}$$

الكتلة (غم) = $0.08 \times 100 = 8$غم من $CaCO_3$

نشـــاط

1.احسب عدد الغرامات اللازم إذابتها من كلوريد الصوديوم (NaCl) في (500 مل) من الماء المقطر اللازمة لتحضير محلول تركيزه (1.5 مولاري)؟

2.ما التركيز المولاري لمحلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ الذي تم تحضيره بإذابة (3.7 غم) من القاعدة المذابة في (100 مل) من الماء المقطر؟ علماً أنَّ الكتلة المولية للمذاب تساوي (74غم/مول)؟

الدرس السادس

المحلول الحقيقي والغروي والعالق

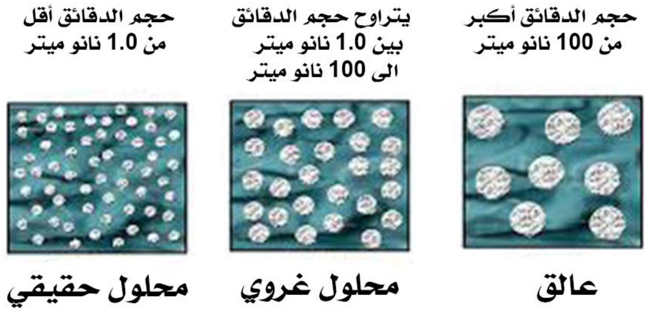
الأهداف

1. أن يعرّف كل من (المحلول الحقيقي، والغروي، والعالق).
2. أن يعطي أمثلة لكل من المحلول الحقيقي والغروي والعالق.
3. أن يميز بين المحلول الحقيقي والغروي والعالق.

إذا وضع مسحوق الطباشير في الماء من الممكن رؤية دقائقه إمّا بالعين المجردة أو بالمجهر البسيط وإذا ترك المزيج ساكناً فإنَّ دقائق الجسم الصلب المعلقة في الماء تتجمع بمرور الوقت وتترسب في قاع الإناء ويسمى هذا المزيج بالعالق. وبناءً على ذلك فإن هناك فرقاً كبيراً بين عوالق الأجسام الصلبة في السوائل وبين المحاليل الحقيقية والغروية كما هو موضح في الجدول أدناه:

جدول (5−1)
يوضح الفرق بين المحلول الحقيقي والغروي والعالق

المحاليل الحقيقية	المحاليل الغروية	المحاليل العالقة
1. تكون فيها الدقائق متناهية الصغر ولا يمكن تميزها بالمجهر الدقيق.	1. يكون فيها حجم الدقائق وسطاً بين حجم دقائق العوالق وحجم دقائق المحاليل الحقيقية.	1. تحوي أجزاء صلبة يمكن رؤيتها بسهولة بالمجهر الاعتيادي وأحياناً بالعين المجردة.
2. تمر من خلال ورقة الترشيح ذات المسامات الدقيقة.	2. تمر دقائقها من خلال مسامات أوراق الترشيح الاعتيادية ولكنها لاتمر من خلال المرشحات الدقيقة.	2. لاتمر حبيباتها من خلال مسامات أوراق الترشيح الاعتيادية.
3. لها قدرة عالية على الانتشار كما في محلول السكر في الماء.	3. لها قدرة ضعيفة على الانتشار مثل زلال البيض والغراء والدم.	3. ليس لها القدرة على الانتشار مثل الرمل في الماء.



شكل 5-10 يوضح حجوم دقائق المذاب في المحاليل المختلفة

نشاط

اذكر أمثلة أخرى من بيئتك عن المحلول الحقيقي والغروي والعالق.

الدرس السابع

تأثير المذاب على بعض صفات المذيب

عدد الحصص 2

الأهداف

1. أن يعرّف الطالب (محاليل الانجماد، الأغشية نصف الناضحة، ظاهرة التنافذ).
2. أن يشرح الطالب تأثير المذاب على بعض صفات المذيب.

هناك أربع صفات فيزيائية مهمة تؤثر بالمذيب سببها عدد دقائق المذاب الموجودة فيه وليس نوعها ويكون تناسبها طردياً مع عدد دقائق المذاب وهي:

1.انخفاض الضغط البخاري للمحاليل:

عند إضافة مادة مذابة (سائلة غير متطايرة أو صلبة) إلى مذيب فيتكون محلول يكون دائماً ضغطه البخاري أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي، ويعتمد الضغط البخاري للسائل على مدى السهولة التي يمكن لجزيئاته أن تهرب من سطح السائل. فعند ذوبان أَيّ مادة في سائل فإنَّ قسماً من حجم المحلول سوف يشغل من قبل جزيئات المذاب وبذلك تصبح عدد جزيئات المذيب أقل عند سطح السائل فيقل عدد الجزيئات التي تهرب من سطحه فينخفض الضغط البخاري للمحلول.

2.ارتفاع درجة غليان المذيب:

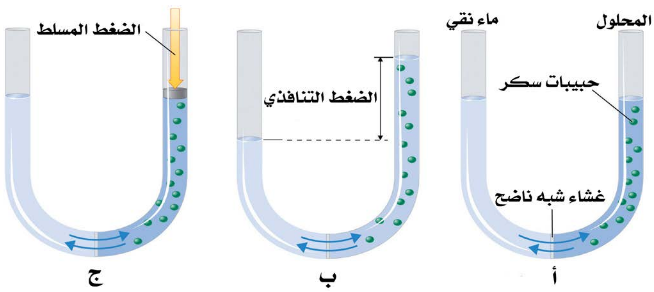
تُعرّف درجة الغليان لسائل ما على أنّها درجة الحرارة التي يتساوى عندها الضغط البخاري للسائل مع الضغط المسلط على سطحه وإنَّ ضغط بخار محلول مادة غير متطايرة في سائل ما دائماً أقل من الضغط البخاري للسائل المذيب النقي ونجد أنَّ مثل هذه المحاليل تحتاج إلى حرارة أكثر من التي يحتاجها المذيب النقي لكي تتساوى ضغوطها البخارية مع الضغط الجوي، وهذا يعني أنَّ درجة غليان هذه المحاليل ستكون أعلى ممّا للمذيب النقي، ويتناسب مقدار الارتفاع في درجات الغليان تناسباً طردياً مع مقدار الانخفاض في ضغط البخار.

3.الانخفاض في درجة الانجماد:

إذا برّدنا سائلاً نقياً بصورة تدريجية تحت الضغط الجوي فإنَّنا نلاحظ تحوّل السائل كلياً إلى مادة صلبة في درجة حرارة معينة تدعى (درجة الانجماد)، وإذا أخذنا المقدار نفسه من السائل النقي وأذبنا فيه كتلة معينة من مادة صلبة ثم بدأنا بتبريد المحلول نلاحظ انجماده بدرجة حرارة أقل ممّا وجدناها في حالة السائل (المذيب النقي)، وقد وجد أنَّ مقدار الانخفاض في درجة انجماد مذيب سائل يتناسب طردياً مع عدد جزيئات المادة المذابة فيه، ومن الأمثلة على ذلك المحاليل المستخدمة في محركات السيارات حفاظاً عليها من الانجماد في الأجواء الباردة والتي تسمى (محاليل ضد الانجماد).

4.الضغط التنافذي:

هناك بعض الأغشية التي تسمح بمرور نوع معين من الجزيئات (جزيئات المذيب) ولا تسمح بمرور جزيئات المذاب والتي تسمى (بالأغشية شبه الناضحة أو نصف الناضحة) وإنَّ عملية مرور جزيئات المذيب خلال هذه الأغشية تسمى ظاهرة التنافذ. وتتناسب هذه الظاهرة تناسباً طردياً مع الفرق بين تركيزي المحلول، حيث يكون معدل سرعة مرور جزيئات المذيب في المحلول ذو التركيز الواطئ إلى المحلول ذو التركيز العالي بشكل أكبر، فمثلاً عند وضع كريات الدم الحمراء في الماء النقي فأنّها تنتفخ ثم تنفجر وعند وضعها في محلول ملحي مركز فإنّها تنكمش بسبب خروج الماء منها.



شكل 5-11

أ_ بدية عملية التنافذ بين المحلول عالي التركيز (محلول السكر) والمحلول واطئ التركيز (الماء).
ب_ مرحلة الأتزان ومقدار الارتفاع الحاصل في محلول السكر يعتمد على تركيز السكر في المحلول.
ج _ تسليط ضغط خارجي كافٍ لمنع عملية التنافذ ويكون هذا الضغط مساوي للضغط التنافذي.

نشاط

وضح تأثير المذاب على كل من (درجة غليان السائل، ضغط بخار السائل)؟

الدرس الثامن

أسئلة الوحدة الخامسة

عدد الحصص 2

س1/ قارن بين :
أ. مذاب إلكتروليتي ضعيف ومذاب الكتروليتي قوي.
ب. محلول مخفف ومحلول مركز.
ت. محلول غير مشبع ومحلول فوق المشبع.

س2/ علل ما يأتي:
أ.السكر في قدح الماء الساخن يذوب بصورة أسرع منه في الماء البارد.
ب. رج المحلول يسرع من عملية الإذابة.

س3/ أُذيب 5 غم من كبريتات النحاس في 20 غم من الماء المقطر، احسب النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب؟

س4/ احسب النسبة المئوية الكتلية لـ NaCl في محلول يحتوي على 15 غم من NaCl و 250 غم من الماء؟

س5/ احسب التركيز بالنسبة المئوية الكتلية لمكونات محلول يحتوي على 25 غم من مذاب في 75 غم من مذيب؟

س6/ يحتوي ماء المحيط على نسبة مئوية كتلية 3 % من NaCl، ما كمية الملح التي يمكن الحصول عليها من 200 غم من ماء المحيط ؟

س7/ كيف تفسر عملية ذوبان مادة صلبة في سائل؟

س8/ ما العوامل التي تؤثر على قابلية ذوبان الغازات في السوائل؟

س9/ كيف تحضر محلول (0.01) مولاري من برمنكنات البوتاسيوم؟

س10/ ناقش العبارة الآتية:
إنَّ الحرارة التي تنتج أو التي تستهلك خلال عملية الإذابة هي عامل مهم في تحديد ذوبان أو عدم ذوبان المذاب، ما هو العامل المهم الآخر وكيف يؤثر في العملية؟

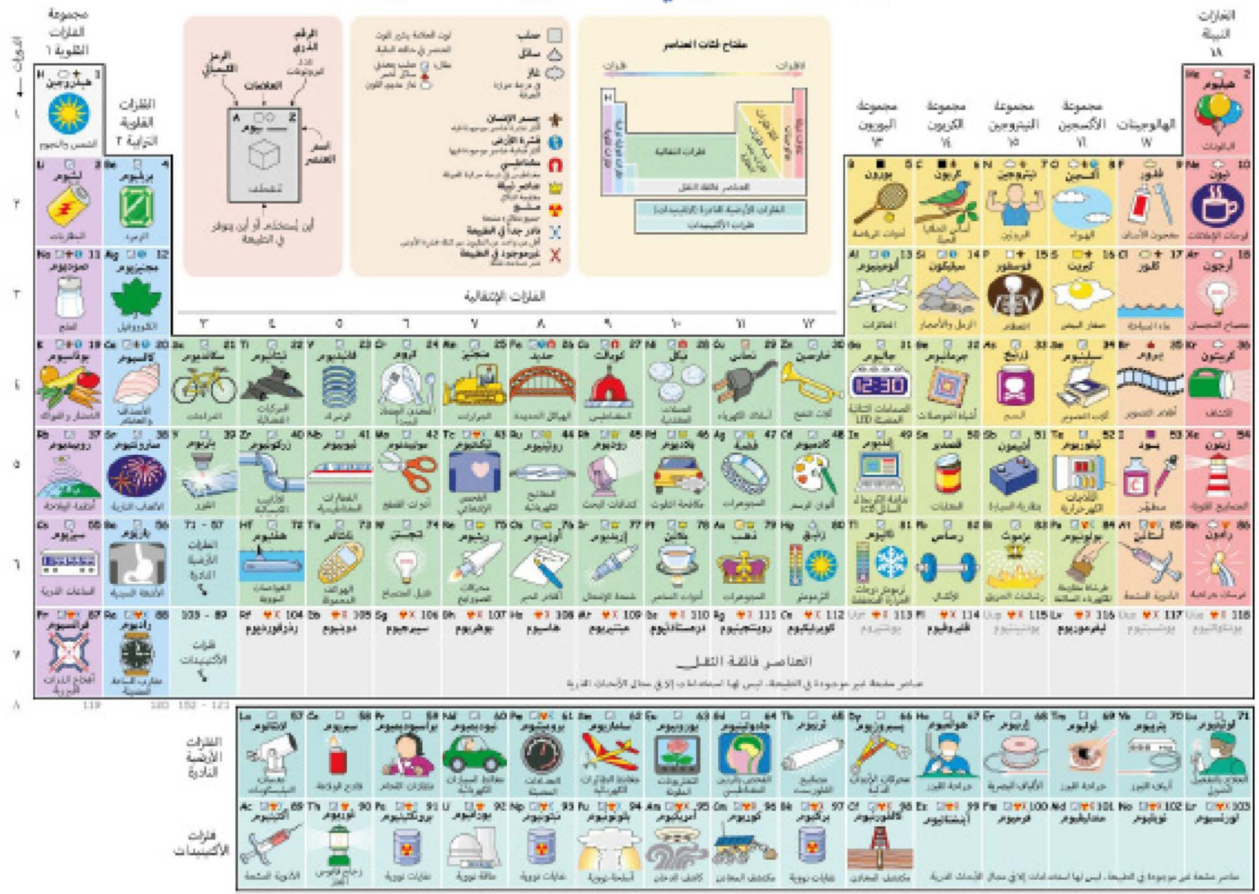
س11/ حضر محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) بإذابة (1غم) منه في (55 مل من الماء، علماً أنّ كثافة الماء (1غم/ لتر)، عبّر عن تركيز المحلول الناتج بدلالة:
أ. النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب.
ب. التركيز المولاري.

س12/ قارن بين المحاليل الحقيقية والغروية والعالقة من حيث حجم الدقائق والخواص الأخرى؟

العنصر		رمز العنصر	عدده الذري	الكتلته الذرية (العدد الكتلي)
Aluminium	ألمنيوم	Al	13	27.9815
Argon	آركون	Ar	18	39.948
Barium	باريوم	Ba	65	137.34
Boron	بورون	B	5	10.811
Bromine	بروم	Br	35	79.909
Cadmium	كادميوم	Cd	48	112.40
Calcium	كالسيوم	Ca	20	40.08
Carbon	كاربون	C	6	12.01115
Cesium	سيزيوم	Cs	55	132.905
Chlorine	كلور	Cl	17	35.453
Copper	نحاس	Cu	29	63.54
Fluorine	فلور	F	9	18.9984
Germanium	جرما نيوم	Ge	32	72.59
Gold	ذهب	Au	79	197.00
Helium	هيليوم	He	2	4.0026
Hydrogen	هايدروجين	H	1	1.00797
Indium	إنديوم	In	49	114.82
Iodine	يود	I	53	126.9044
Iron	حديد	Fe	26	55.847
Lead	رصاص	Pb	82	207.2
Luthium	ليثيوم	Li	3	6.939

العنصر		رمز العنصر	عدده الذري	الكتلة الذرية (العدد الكتلي)
Magnesium	مغنيسيوم	Mg	12	24.312
Manganese	منغنيز	Mn	25	54.94
Mercury	زئبق	Hg	80	200.59
Neon	نيون	Ne	10	20.183
Nickel	نيكل	Ni	28	58.70
Nitrogen	نتروجين	N	7	14.0067
Oxygen	أوكسجين	O	8	16
Phosphorus	فسفور	P	15	30.9738
Platinum	بلاتين	Pt	78	195.09
Potassi	بوتاسيوم	K	19	39.102
Selenium	سيلينيوم	Se	34	78.960
Silicon	سيليكون	Si	14	28.086
Silver	فضة	Ag	47	107.870
Sodium	صوديوم	Na	11	22.9898
Sulfur	كبريت	S	16	32.064
Beryllium	بريليوم	Be	4	9
Tin	قصدير	Sn	50	118.69
Titanium	تيتانيوم	Ti	22	47.90
Tungsten	تنكستين	W	74	183.85
Xenon	زينون	Xe	54	131.30
Zinc	خارصين	Zn	30	65.36

الجدول الدوري المصوَّر للعناصر



تمت بحمد الله